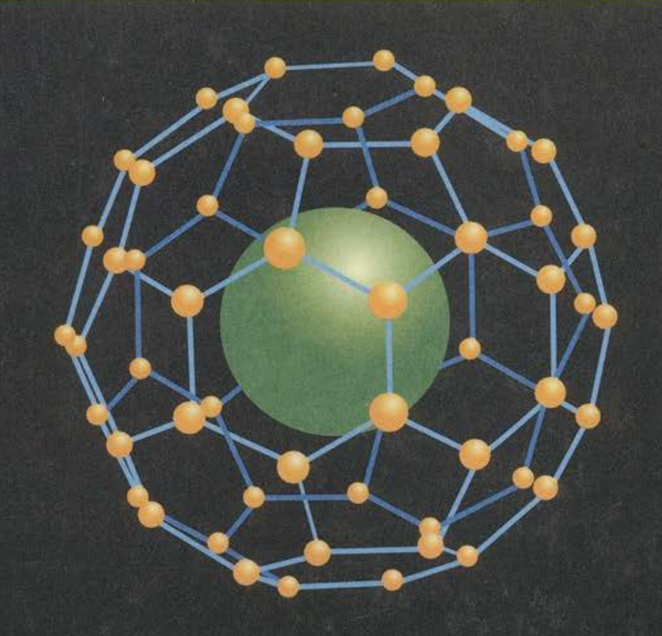
В ПОМОЩЬ АБИТУРИЕНТУ

Р. А. ЛИДИН, В. А. МОЛОЧКО,
Л. Л. АНДРЕЕВА

ХИМИЯ

ДЛЯ ШКОЛЬНИКОВ СТАРШИХ КЛАССОВ
И ПОСТУПАЮЩИХ В ВУЗЫ

Теоретические основы • Вопросы • Задачи • Тесты



ДРОФА

В ПОМОЩЬ АБИТУРИЕНТУ

Р. А. ЛИДИН
В. А. МОЛОЧКО
Л. Л. АНДРЕЕВА

ХИМИЯ

ДЛЯ ШКОЛЬНИКОВ
СТАРШИХ КЛАССОВ
И ПОСТУПАЮЩИХ
В ВУЗЫ

Теоретические основы • Вопросы • Задачи • Тесты

Под редакцией
профессора Р. А. Лидина

МОСКВА
ДРОФА
2001

УДК 373.167.1:54
ББК 24я73
Л55

Лидин Р. А. и др.

Л55 Химия. Для школьников старших классов и поступающих в вузы: Теоретические основы. Вопросы. Задачи. Тесты: Учеб. пособие / Р. А. Лидин, В. А. Молочко, Л. Л. Андреева; Под ред. проф. Р. А. Лидина. — М.: Дрофа, 2001. — 576 с.: ил.

ISBN 5—7107—3555—8

Пособие включает систематизированный теоретический материал всей программы по общей, неорганической и органической химии, а также вопросы и упражнения (с ответами) к каждой теме (всего 1500), сформулированные в соответствии с особенностями экзаменационных требований и предназначенные для текущего самоконтроля при подготовке.

Большое внимание уделено решению задач по всем темам программы (более 850). Представлено также около 200 экзаменационных задач, взятых из экзаменационных билетов прошлых лет в различных вузах.

В отличие от других пособий приводится примерно 1000 тестов, которые широко используются на письменных экзаменах. Тесты предназначены для итоговой оценки степени усвоения материала.

Адресовано абитуриентам вузов химического, химико-технического, биологического, медицинского и др. профилей, окажется весьма полезным для преподавателей и учащихся выпускных классов полной средней школы.

УДК 373.167.1:54
ББК 24я73

ISBN 5—7107—3555—8

Оглавление

Предисловие

Настоящее полное учебное пособие по химии (теория, вопросы и упражнения, задачи, тесты) предназначено в первую очередь абитуриентам, собирающимся сдавать экзамен по химии (устный или письменный) при поступлении в вузы.

Теоретический материал программы по химии для вступительных испытаний в вузы разбит на 27 разделов примерно одинакового объема. Изложение материала систематизировано с учетом того, что читатель уже владеет школьными знаниями по химии и ему лишь не хватает обобщенно-системного взгляда как на весь предмет, так и на его отдельные аспекты. Этим предлагаемое пособие отличается от школьных учебников (при необходимости повторения школьного курса советуем обращаться к учебникам и пособиям, перечисленным в списке «Дополнительная литература»).

Каждый из теоретических разделов (разделы 1—27, части *А*, *Б* и *В* пособия) открывается *программой* (кратким содержанием), а заканчивается вопросами и упражнениями (около 1500), позволяющими проверить (непосредственно после изучения данной и предыдущих тем) усвоение материала. Проконтролировать себя можно, сверив свой ответ с ответом, приведенным в конце раздела.

Большинство вопросов и упражнений сформулировано так, как их задают на экзаменах; при ответе абитуриент должен продемонстрировать приобретенные знания, умения и навыки. Советуем при подготовке не пропускать этот вид самоконтроля; незаметно для себя абитуриент разовьет весьма полезные в последующем образовании навыки самостоятельной работы с химической литературой и умение ориентироваться в незнакомой ситуации.

После изучения (повторения) теоретического материала данного раздела (в том числе — обратите на это пристальное внимание! — примеров практического использования знаний в проведении числовых расчетов эффективными по затратам времени методами) естественно перейти к решению *задач* (часть *Г* пособия). Наборы таких задач по каждой теме содержатся в разделе «Задачи для самостоятельного решения»; в нем представлено более 850 химических задач всех типов и по всей программе. Проверку решения задач необходимо проводить по ответам, приведенным в конце раздела. Предварительно обязательно проработайте раздел «Общие указания к решению задач».

Решение задач дает возможность абитуриенту глубже изучить и понять химические процессы и закономерности их протекания. Задачи — очень удобный и надежный способ проверки знаний, экзаменационные билеты всегда содержат расчетные задачи. Этим объясняется то внимание, которое уделено задачам в данном пособии.

После решения задач, иллюстрирующих теорию одного раздела, можно переходить к изучению следующего раздела в том же порядке — теория, вопросы и упражнения, задачи.

В разделе *Г* представлено около 200 *экзаменационных задач*, каждая из которых затрагивает сразу несколько тем. Такие задачи следует решать только после проработки всех теоретических разделов (с вопросами и упражнениями, типовыми задачами).

Степень готовности к проверке знаний по всему курсу химии можно достоверно определить, обратившись на финальной стадии (повторении материала перед вступительным экзаменом) к *тестированию* (часть *Д* пособия, содержащая около 1000 тестов). Отвечая подряд на все предложенные тесты и проверяя себя по ответам, приведенным в конце части *Д*, можно получить объективное подтверждение степени готовности. Решение тестов не требует большого времени и быстро выявляет пробелы в знаниях; недостатки следует сразу ликвидировать, вернувшись к материалу не освоенной до конца темы. Билеты письменного экзамена во многих вузах состоят именно из тестов, в том числе содержащих несложные числовые расчеты.

Советуем в начале работы над учебным материалом уделить внимание содержащимся в конце пособия *приложениям*.

Такого же вида таблицы (приложения 1—3 и 6, а также Периодическая система) обязательно выдаются во время экзамена. Приложениями надо научиться пользоваться (т. е. извлекать из них всю необходимую информацию) и прибегать к их помощи при решении задач, чему также уделено много внимания в этом пособии. Приложение 4 («Даты и приоритеты открытия элементов») дано для расширения кругозора будущего химика (даты и фамилии ученых не надо заучивать наизусть). Приложение 5 составлено как суммирование уже изложенных в теоретических разделах сведений о физико-химических величинах и их единицах; при затруднениях в решении задач именно сюда следует обращаться за конкретной справкой, особенно при ошибках в соответствии единиц.

Наконец, для облегчения поиска конкретных понятий и терминов в конце пособия приведен *предметно-именной указатель.*

Пособие может быть, несомненно, использовано не только абитуриентами при самоподготовке, но и на занятиях под руководством преподавателя на факультетах и курсах довузовской подготовки, а также в школах, лицеях, колледжах и гимназиях с классами естественнонаучного профиля (химического, химико-технического, биологического, медицинского и др.). Надеемся, что пособие окажется полезным для педагогов, поможет им организовать и осуществить подготовку учащихся.

При создании пособия авторы — преподаватели кафедры неорганической химии Московской государственной академии тонкой химической технологии им. М. В. Ломоносова (заведующий кафедрой академик РАН Н. Т. Кузнецов) использовали свой многолетний педагогический опыт работы со студентами I курса, абитуриентами и слушателями факультета довузовской подготовки, методический опыт составления экзаменационных билетов и тестов различной трудности, практический опыт проведения вступительных экзаменов в вуз.

Авторы будут благодарны читателям за любые предложения и замечания, которые могут послужить совершенствованию предлагаемого пособия.

Р. А. Лидин, В. А. Молочко, Л. Л. Андреева

А. ОБЩАЯ ХИМИЯ

1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ

Предмет и задачи химии. Место химии среди естественных наук. Явления химические и физические.

Химические и физические свойства веществ. Химические реакции.

Атомно-молекулярное учение в химии. Атомы. Атомное ядро и электронная оболочка. Химические элементы, их наименования и символы. Изотопы. Молекулы, их формулы.

Абсолютные массы атомов и молекул. Атомная единица массы. Относительная атомная масса. Относительная молекулярная масса и ее расчет.

Количество вещества и его расчет. Моль — единица количества вещества. Число Авогадро. Молярная масса и ее расчет.

Простые и сложные вещества. Аллотропия простых веществ.

Химия — это наука о веществах, их свойствах и превращениях.

Химические формы существования материальных объектов называются *веществами*, а превращения одних веществ в другие — *химическими реакциями*. Следует отличать химические явления (т. е. химические реакции) от физических процессов; например, сгорание угля и переход его в углекислый газ — это химическая реакция, а плавление льда и переход его в воду — физический процесс.

Каждое вещество обладает определенным набором *химических свойств*. Они определяются участием вещества в химических реакциях.

От химических свойств следует отличать *физические свойства* веществ: температуры плавления и кипения, плотность, цвет, вязкость, летучесть и др., а также *агрегатные состояния* веществ: газообразное, жидкое и твердое [обозначения (г), (ж) и (т)].

Химические свойства вещества не зависят от его агрегатного состояния, а физические свойства зависят. Так, сера в любом агрегатном состоянии при сгорании образует сернистый газ, т. е. проявляет одно и то же химическое свойство, но физические свойства серы в разных агрегатных состояниях весьма различны; например, плотность твердой серы равна 2,1 г/см^3, жидкой серы — 1,8 г/см^3 и газообразной серы — 0,004 г/см^3.

Все химические вещества состоят из частиц; простые частицы называются атомами, а сложные — молекулами.

Атом — это наименьшая химическая частица вещества. При разрушении атом распадается на более мелкие («элементарные») физические частицы, из которых и построены любые атомы, но число этих частиц у разных атомов различное. Физические частицы — это *электрон* e^-, *протон* p^+ и *нейтрон* n^0. Любой атом — электронейтральная химическая частица: его *ядро* включает некоторое число протонов и нейтронов (заряжено положительно), а на периферии атома — в *электронной оболочке* находится некоторое число электронов, обязательно равное числу протонов в ядре. Так, разные атомы могут содержать:

	I атом	II атом	III атом
в ядре	$1p^+$	$1p^+, 1n^0$	$3p^+, 4n^0$
в оболочке	$1e^-$	$1e^-$	$3e^-$

Определенный вид атомов называется *химическим элементом*. Каждый элемент имеет свое *название* и свой *символ*. Например, элементы *азот* N, *железо* Fe, *золото* Au и т. д.

Все атомы одного элемента имеют одно и то же число протонов в ядре и число электронов в оболочке. Так, в атоме элемента *водород* H находится $1p^+$ и на периферии $1e^-$; в атоме элемента *кислород* O находится $8p^+$ в ядре и $8e^-$ в оболочке; атом элемента *алюминий* Al содержит $13p^+$ в ядре и $13e^-$ в оболочке.

Атомы одного элемента могут различаться числом нейтронов в ядре, такие атомы называются *изотопами*. Так, у элемента *водород* H три изотопа: водород-1 (специальное название и символ *протий* ^{1}H) с $1p^+$ в ядре и $1e^-$ в оболочке; водород-2 (*дейтерий* ^{2}H, или D) с $1p^+$ и $1n^0$ в ядре и $1e^-$ в оболочке; водород-3 (*тритий* ^{3}H, или T) с $1p^+$ и $2n^0$ в ядре и $1e^-$ в оболочке. В символах ^{1}H, ^{2}H и ^{3}H верхний индекс указывает *массовое число* — сумму чисел протонов и нейтронов в ядре. Другие примеры:

Элемент *кислород* O		Элемент *углерод* C	
Кислород-16 ^{16}O	$8p^+, 8n^0, 8e^-$	Углерод-12 ^{12}C	$6p^+, 6n^0, 6e^-$
Кислород-17 ^{17}O	$8p^+, 9n^0, 8e^-$	Углерод-13 ^{13}C	$6p^+, 7n^0, 6e^-$
Кислород-18 ^{18}O	$8p^+, 10n^0, 8e^-$		

Наименования и символы элементов — основная «азбука» химика. Поэтому необходимо выучить наименования элементов и запомнить их химические символы, в первую очередь те, которые приведены в данном списке:

азот N	золото Au	медь Cu	стронций Sr
алюминий Al	иод I	мышьяк As	сурьма Sb
барий Ba	кадмий Cd	натрий Na	теллур Te
бериллий Be	калий K	никель Ni	торий Th
бор B	кальций Ca	олово Sn	углерод C
бром Br	кислород O	платина Pt	уран U
висмут Bi	кобальт Co	ртуть Hg	фосфор P
водород H	кремний Si	свинец Pb	фтор F
галлий Ga	литий Li	селен Se	хлор Cl
германий Ge	магний Mg	сера S	хром Cr
железо Fe	марганец Mn	серебро Ag	цинк Zn

Молекулы — это наименьшие частицы вещества, сохраняющие его химические свойства. Все молекулы построены из атомов, а поэтому также электронейтральны. Состав молекулы передается *химической формулой*, включающей символы элементов, ее образующих (качественный состав моле-

кулы), и нижние числовые индексы, показывающие число атомов данного элемента в конкретной молекуле (количественный состав молекулы). Так, формула молекулы *воды*, состоящей из двух атомов водорода H и одного атома кислорода O, записывается H_2O. Другие примеры:

пероксид водорода H_2O_2 — 2 атома H и 2 атома O
трихлорид фосфора PCl_3 — 1 атом P и 3 атома Cl
пентахлорид фосфора PCl_5 — 1 атом P и 5 атомов Cl

Молекулы могут содержать атомы только одного элемента; например, молекула *азота* N_2 содержит 2 атома азота N, а молекула *белого фосфора* P_4 — 4 атома фосфора P; такие вещества называют *простыми веществами*.

Вещества, молекулы которых включают атомы разных элементов, называют *сложными веществами*, например *диоксид серы* SO_2, *серная кислота* H_2SO_4, *метан* CH_4, *этанол* C_2H_5OH, *сахароза* $C_{12}H_{22}O_{11}$.

Вещества, обладающие ионным строением, не содержат электронейтральных молекул, их состав передается условными «молекулярными» формулами; так, гидроксид лития состоит из катионов Li^+ и анионов OH^- в соотношении 1 : 1 (молекулярная формула LiOH). Другие примеры:

Вещество	Соотношение ионов	Молекулярная формула
Хлорид бария	$1Ba^{2+} : 2Cl^-$	$BaCl_2$
Сульфат аммония	$2NH_4^+ : 1SO_4^{2-}$	$(NH_4)_2SO_4$
Ортофосфат кальция	$3Ca^{2+} : 2PO_4^{3-}$	$Ca_3(PO_4)_2$

Атомы элементов и молекулы веществ характеризуются определенной физической (абсолютной) *массой* m; например, масса атома водорода H составляет $1{,}67 \cdot 10^{-24}$ г, масса молекулы P_4 $2{,}06 \cdot 10^{-22}$ г, масса молекулы H_2O $2{,}99 \cdot 10^{-23}$ г, масса молекулы H_2SO_4 $1{,}63 \cdot 10^{-22}$ г. Абсолютные массы атомов элементов и молекул веществ чрезвычайно малы, и пользоваться такими значениями неудобно. Поэтому введено понятие об относительной массе атомов и молекул.

Относительная атомная масса элемента B (обозначение A_{rB}) — это отношение абсолютной массы атома этого элемента $m_{ат.\,B}$ к атомной единице массы m_u:

$$A_{rB} = \frac{m_{ат.\,B}}{m_u}.$$

Атомная единица массы равна $1{,}66 \cdot 10^{-24}$ г и представляет собой $\frac{1}{12}$ часть массы атома углерода-12 ^{12}C.

Относительные атомные массы элементов — безразмерные физические величины, их значения указаны в Периодической системе элементов, например:

$A_{rH} = 1{,}007825035$ $A_{rO} = 15{,}9994$ $A_{rNa} = 22{,}989768$
$A_{rN} = 14{,}00674$ $A_{rF} = 18{,}998403$ $A_{rP} = 30{,}973762$

В дальнейшем при ответах на вопросы и решении тестов и задач следует округлять значения A_r: 1(H), 14(N), 16(O), 19(F), 23(Na), 31(P), 35,5(Cl) и т. д.

Внимание! Относительные атомные массы элементов, как и другие физические характеристики, запоминать не следует.

Если для некоторой молекулы известен ее качественный и количественный состав (т. е. ее химическая формула), то легко можно вычислить *относительную молекулярную массу* M_r вещества, например:

$M_r(H_2) = 2A_{rH} = 2 \cdot 1 = 2$

$M_r(N_2) = 2A_{rN} = 2 \cdot 14 = 28$

$M_r(H_2O) = 2A_{rH} + A_{rO} = (2 \cdot 1) + (1 \cdot 16) = 18$

$M_r(PCl_3) = A_{rP} + 3A_{rCl} = 31 + (3 \cdot 35{,}5) = 137{,}5$

Атомы и молекулы — частицы чрезвычайно малые, поэтому порции веществ, которые берутся для химических реакций, характеризуются другими физическими величинами, отвечающими большому числу частиц.

Установлено, что 12 г углерода содержат $6{,}02 \cdot 10^{23}$ атомов C ($A_r = 12$), 28 г азота содержат то же число молекул N_2

(M_r = 28), 18 г воды — то же число молекул H_2O (M_r = 18) и т. д. *Количество вещества* В (углерод С, азот N_2, вода H_2O), содержащее $6{,}02 \cdot 10^{23}$ частиц и обозначаемое n_B, составляет 1 моль:

$$n_C = n(N_2) = n(H_2O) = n_B = 1 \text{ моль}.$$

Порция вещества, например воды, массой 36 г будет содержать удвоенное число молекул, т. е. $2(6{,}02 \cdot 10^{23})$, порция массой 45 г — $2{,}5(6{,}02 \cdot 10^{23})$ молекул, массой 1,8 г — $0{,}1(6{,}02 \cdot 10^{23})$ молекул. Другими словами, количество воды равно в этих порциях 2 моль, 2,5 моль и 0,1 моль.

Таким образом, **количество вещества — это физическая величина, прямо пропорциональная числу частиц, составляющих данное вещество и входящих во взятую порцию этого вещества.**

Если вещество построено из атомов (чаще говорят — из одноатомных молекул, например кремний Si), то счет ведут на атомы, а если вещество молекулярное, то на молекулы (N_2, H_2O).

Единица количества вещества — **моль** отвечает такому количеству вещества, которое содержит $6{,}02 \cdot 10^{23}$ частиц этого вещества.

Число частиц $6{,}02 \cdot 10^{23}$ называется *числом Авогадро*. Если числу Авогадро приписать единицу моль$^{-1}$, то получится физическая константа — *постоянная Авогадро* (обозначается N_A):

$$\boxed{N_A = 6{,}02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}}$$

Внимание! Число Авогадро необходимо запомнить.

Определить количество вещества В во взятой порции — это значит установить, во сколько раз число частиц в данной порции N_B отличается от числа Авогадро:

$$n_B = \frac{N_B}{N_A}.$$

Например, порции воды, содержащие $1{,}505 \cdot 10^{24}$ и $6{,}02 \cdot 10^{22}$ молекул воды, отвечают следующим количествам этого вещества:

$$n(H_2O) = \frac{1{,}505 \cdot 10^{24}}{6{,}02 \cdot 10^{23}} = 2{,}5 \text{ моль},$$

$$n(H_2O) = \frac{6{,}02 \cdot 10^{22}}{6{,}02 \cdot 10^{23}} = 0{,}1 \text{ моль}.$$

И наоборот, в 0,25 моль водорода H_2 содержится такое число молекул:

$$N(H_2) = n(H_2) \cdot N_A = 0{,}25(6{,}02 \cdot 10^{23}) = 1{,}5 \cdot 10^{23}.$$

Количество вещества 1 моль, т. е. порция, обязательно содержащая $6{,}02 \cdot 10^{23}$ частиц, обладает массой, характерной именно для данного вещества. Так, 1 моль кремния отвечает массе 28 г, 1 моль воды H_2O — массе 18 г. Эту характеристику вещества — массу одного моля данного вещества — называют *молярной массой* и обозначают M. Очевидно, что если порция вещества будет 2 моль, то масса этой порции окажется в 2 раза больше значения M для данного вещества.

Молярная масса вещества В — это отношение массы данной порции вещества m_B к количеству вещества n_B в этой порции:

$$M_B = \frac{m_B}{n_B}.$$

Единица молярной массы — г/моль. Примеры:

$$M_{Si} = 28 \text{ г/моль}, \; M(H_2O) = 18 \text{ г/моль},$$
$$M(PCl_3) = 137{,}5 \text{ г/моль}.$$

Отметим тот важный факт, что молярная масса данного вещества M всегда численно равна его относительной молекулярной массе M_r. Другими словами, для расчета M надо вычислить значение M_r данного вещества по Периодической системе и приписать ему единицу г/моль.

Обычно приведенное выше уравнение для M_B используется для расчета массы порции вещества по заданному его количеству (и наоборот). Так, масса хлороводорода HCl, взятого в количестве 2 моль, составит:

$$m_{HCl} = M_{HCl} n_{HCl} = 36{,}5 \cdot 2 = 73 \text{ г},$$

а количество вещества в 1,96 г серной кислоты H_2SO_4 равно:

$$n(H_2SO_4) = \frac{m(H_2SO_4)}{M(H_2SO_4)} = \frac{1{,}96}{98} = 0{,}02 \text{ моль}.$$

Абсолютная масса молекулы вещества В может быть рассчитана по уравнению:

$$m_{\text{мол. B}} = \frac{M_B}{N_A}.$$

Например, масса одной молекулы азота N_2 равна:

$$m_{\text{мол}}(N_2) = \frac{28}{6{,}02 \cdot 10^{23}} = 4{,}65 \cdot 10^{-23} \text{ г}.$$

В настоящее время известно 112 химических элементов, а число образуемых ими простых веществ около 500. Способность одного элемента существовать в виде различных простых веществ, отличающихся по свойствам, получила название *аллотропии*. Например, элемент кислород O имеет две *аллотропные формы: кислород* O_2 и *озон* O_3, отличающиеся числом атомов в их молекулах. Аллотропные формы элемента углерод C — *алмаз* и *графит* — отличаются строением их кристаллов. Существуют и другие причины аллотропии.

Вопросы и упражнения

1. По Периодической системе найдите символы элементов:
а) ванадий, висмут, вольфрам;
б) кадмий, криптон, ксенон, кюрий;
в) самарий, скандий, стронций;
г) таллий, тантал, титан, торий.

2. Приведите (по памяти) символы элементов:
а) азот, водород, железо, кислород;
б) висмут, золото, кремний, медь;
в) мышьяк, олово, ртуть, свинец;
г) серебро, сурьма, углерод, фосфор.

3. Пользуясь Периодической системой, назовите элементы:
а) Ac, Ag, Ar, As;   в) Pa, Pb, Pd, Pu;
б) Ce, Cm, Cr, Cs;   г) Tb, Tc, Y, Yb.

4. Приведите (на память) названия элементов:
а) B, Ba, Be, Br;   г) H, Hg, Mg, Mn;
б) F, Fe, Ga, Ge;   д) Pb, Pt, Se, Si;
в) Na, Cl, Cu, Au;   е) Ca, Sn, Cd, Sr.

5. Пользуясь Периодической системой, рассчитайте относительную молекулярную массу веществ (округленные значения):
а) P_4, CO_2, $CaCl_2$, HNO_3;   в) O_2, $SiCl_4$, Na_2S, K_2CO_3;
б) N_2, C_2H_4, HBr, $CuSO_4$;   г) O_3, Al_2O_3, H_3PO_4, NH_4Cl.

6. Выберите из перечисленных веществ

H_2SO_4, S_8, HCl, Fe, HNO_3, Sn, $BaCl_2$, C, NH_3, Al_2S_3, CO, Ar, CaC_2, Li, CO_2, P_4, I_2, CCl_4, $Mg_3(PO_4)_2$, $AlBr_3$, F_2, CH_4, KOH

а) атомные простые вещества, б) молекулярные простые вещества, в) двухэлементные сложные вещества, г) трехэлементные сложные вещества.

7. Рассчитайте (устно) количество вещества в порциях веществ:
а) 9,8 г; 0,98 г; 49 г; 196 г H_3PO_4 (M = 98 г/моль);
б) 0,1 г; 0,5 г; 60 г; 200 г $CaCO_3$ (M = 100 г/моль);
в) 0,32 г; 6,4 г; 96 г; 480 г $CuSO_4$ (M = 160 г/моль).

8. Определите (устно), одинаковое ли (да, нет) число молекул содержится в 6 г азота N_2 и 88 г углекислого газа CO_2.

9. Не прибегая к расчетам, укажите, одинаковое ли (да, нет) число молекул водорода H_2, кислорода O_2 и аммиака NH_3 содержится в порциях этих веществ массой по 2,86 г.

10. Не прибегая к расчетам, укажите, какая из молекул: а) O_2, N_2 или NO, б) ClO_2, NO_2 или SO_2 — будет самой тяжелой.

11. Свободный иод — фиолетово-черные кристаллы, свободные водород, азот и кислород — бесцветные газы. Можно ли (да, нет) только на основе этих сведений утверждать, что соединения I_2O_5, NO_2 и HI будут: а) газообразными или твердыми, б) бесцветными или окрашенными?

12. Укажите, какие из химических понятий следует считать правильными:

а) атом гелия, кислорода, железа;
б) атом поваренной соли, питьевой соды, воздуха;
в) молекула хлорида натрия, воздуха, гелия;
г) молекула кислорода, азота, уксусной кислоты;
д) пероксид водорода H_2O_2 состоит из молекул кислорода и молекул водорода.

13. Установите, имеются ли (да, нет) различия в понятиях:

а) протон и катион водорода;
б) атом и катион натрия;
в) атом в составе графита и алмаза.

14. Одинаковыми ли (да, нет) свойствами: а) физическими, б) химическими — обладают вещества протий, дейтерий и тритий; кислород $^{16}O_2$, $^{17}O_2$ и $^{18}O_2$; графит ^{12}C и ^{13}C?

15. Образцы меди получены из исходных веществ: красный Cu_2O, черный CuO, белый $CuSO_4$, голубой $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, темно-зеленый $Cu_2CO_3(OH)_2$ и желто-бурый $CuCl_2$. Должны ли (да, нет) полученные образцы меди отличаться: а) по цвету, б) по температуре плавления, в) по способности покрываться черно-зеленым налетом в городском воздухе?

Ответы

5. а) 124, 44, 111, 63; б) 28, 28, 81, 160; в) 32, 170, 78, 138; г) 48; 102; 98; 53,5. **7.** а) 0,1; 0,01; 0,5; 2; б) 0,001; 0,005; 0,6; 2; в) 0,002; 0,04; 0,6; 3 моль. **8.** Да. **9.** Нет. **10.** а) O_2; б) ClO_2. **11.** а—б) Нет. **12.** а, г. **13.** а) Да; б) да; в) нет. **14.** а) Нет; б) да. **15.** а—в) Нет.

2. СТЕХИОМЕТРИЧЕСКИЕ ЗАКОНЫ

Закон сохранения массы веществ. Закон постоянства состава веществ. Закон Авогадро и следствия из него. Молярный объем газа. Расчет количества газа по его объему при нормальных условиях. Относительная плотность газов и определение молярной массы веществ.

Химические формулы сложных веществ. Молекулярные и ионные соединения. Формульные единицы. Молекулярные формулы. Истинные формулы.

Количественный состав сложного вещества. Массовая доля элемента, ее расчет по формуле вещества. Определение молекулярных и истинных формул веществ.

Стехиометрия — раздел химии, в котором рассматриваются массовые и объемные соотношения между реагирующими веществами.

Известно три основных стехиометрических закона.

1) *Закон сохранения массы веществ* (М. В. Ломоносов, 1748—1756 гг.; А.-Л. де-Лавуазье, 1789 г.):

Масса веществ, вступивших в реакцию (реагентов), равна массе веществ, получившихся в результате реакции (продуктов).

2) *Закон постоянства состава веществ* (Ж.-Л. Пруст, 1799 г.):

Каждое чистое вещество, каким бы способом оно ни было получено, всегда имеет один и тот же состав и свойства.

3) *Закон Авогадро* (А. Авогадро, 1811 г.; С. Канниццаро, 1858 г.):

В равных объемах различных газов при одинаковых температуре и давлении содержится одно и то же число молекул.

Первое следствие из закона Авогадро:

При одинаковых условиях равные количества различных газов занимают равные объемы.

В частности, при *нормальных условиях* (н. у.) — при температуре T = 273,15 K (0 °C) и давлении p = $1{,}01325 \cdot 10^5$ Па

(1 атм, 760 мм рт. ст.) — любой газ (близкий по свойствам к идеальному газу), количество которого равно 1 моль, занимает объем 22,4 л. Эта физическая постоянная называется молярным объемом газа при нормальных условиях.

Молярный объем V_M газа В при некоторых условиях равен отношению объема порции данного газа V_B при тех же условиях к количеству вещества в этой порции n_B:

$$V_M = \frac{V_B}{n_B} = \text{const (при } p,\ T = \text{const).}$$

Единица молярного объема газа — л/моль; при нормальных условиях V_M = 22,4 л/моль. Внимание! Это значение следует запомнить.

Уравнение для молярного объема V_M, приведенное выше, обычно служит для расчета количества газа по его объему (и наоборот). Например, 13,44 л (н. у.) газа В соответствуют его количеству

$$n_B = \frac{V_B}{V_M} = \frac{13{,}44}{22{,}4} = 0{,}6 \text{ моль,}$$

а 4,5 моль газа В занимают (при н. у.) объем

$$V_B = V_M n_B = 22{,}4 \cdot 4{,}5 = 100{,}8 \text{ л.}$$

Если же вместо объема (или количества) известного газа задана его масса, то для расчета придется проводить подстановку уравнения $M_B = m_B/n_B$ (раздел 1) по n_B. Так, для порции углекислого газа CO_2 массой 110 г объем (при н. у.) составит:

$$V(CO_2) = V_M \boxed{n(CO_2)} = V_M \boxed{\frac{m(CO_2)}{M(CO_2)}} = 22{,}4\frac{110}{44} = 56 \text{ л.}$$

Здесь заменяемая величина и подставленное вместо нее соотношение других величин заключены в рамки, а направление подстановки показано стрелкой.

Рассмотрим пример расчета V_B с подстановкой уравнения $n_B = N_B/N_A$ (раздел 1). Объем (при н. у.) порции некоторого газа В, содержащей $2{,}69 \cdot 10^{22}$ молекул, равен

$$V_B = V_M \boxed{n_B} = V_M \boxed{\frac{N_B}{N_A}} = \frac{22{,}4 \cdot (2{,}69 \cdot 10^{22})}{6{,}02 \cdot 10^{23}} = 1 \text{ л.}$$

Второе следствие из закона Авогадро:

Молярная масса вещества В в газообразном состоянии равна его удвоенной плотности по водороду:

$$M_B = M_{H_2} D_{H_2} = 2D_{H_2} \text{ (г/моль).}$$

Аналогично с учетом средней молярной массы воздуха $M_{возд}$ = 29 г/моль имеем:

$$M_B = M_{возд} D_{возд} = 29 D_{возд} \text{ (г/моль).}$$

Например, молярная масса некоторого газа В, для которого: а) *плотность по водороду* равна 32, б) *плотность по воздуху* равна 2,21, составит:

а) $M_B = 2D_{H_2} = 2 \cdot 32 = 64$ г/моль;
б) $M_B = 29D_{возд} = 29 \cdot 2{,}21 = 64{,}09 \approx 64$ г/моль.

В разделе 1 уже отмечалось, что сложные вещества могут быть молекулярными (состоят из электронейтральных частиц — молекул) и ионными (состоят из сочетания противоположно заряженных частиц — ионов).

Химическая формула ионного вещества состоит, таким образом, из двух частей — формулы *катиона* (положительного иона) и *аниона* (отрицательного иона); например, формула хлорида кальция $CaCl_2$ — это сочетание формул одного катиона Ca^{2+} (катиона кальция) и двух анионов Cl^- (хлорид-ионов). Катионы и анионы могут быть простыми, или одноэлементными (Ca^{2+}, Cl^-), и сложными, или многоэлементными (NH_4^+, CO_3^{2-}), однозарядными (K^+, Br^-) и многозарядными (Fe^{2+}, Cr^{3+}, SO_4^{2-}, PO_4^{3-}, SiO_4^{4-}) (табл. 1).

Таблица 1. **Названия распространенных ионов**

Катионы	Анионы
Na^+ — катион натрия	F^- — фторид-ион
K^+ — катион калия	Cl^- — хлорид-ион
Ag^+ — катион серебра(I)	Br^- — бромид-ион
NH_4^+ — катион аммония	I^- — иодид-ион
Mg^{2+} — катион магния	OH^- — гидроксид-ион
Ca^{2+} — катион кальция	NO_2^- — нитрит-ион
Ba^{2+} — катион бария	NO_3^- — нитрат-ион
Pb^{2+} — катион свинца(II)	O^{2-} — оксид-ион
Mn^{2+} — катион марганца(II)	S^{2-} — сульфид-ион
Cu^{2+} — катион меди(II)	SO_3^{2-} — сульфит-ион
Zn^{2+} — катион цинка(II)	SO_4^{2-} — сульфат-ион
Fe^{2+} — катион железа(II)	CO_3^{2-} — карбонат-ион
Fe^{3+} — катион железа(III)	MnO_4^- — перманганат-ион
Cr^{3+} — катион хрома(III)	PO_4^{3-} — ортофосфат-ион
Al^{3+} — катион алюминия	SiO_4^{4-} — ортосиликат-ион

Внимание! Эти названия необходимо запомнить.

В формулах сложных веществ всегда сначала указывают катионы, а затем анионы, например KCl, $BaSO_4$ и т. д. В названиях сложных веществ, наоборот, сначала указывают анион (его название ставят в именительном падеже), а затем — катион (его название в родительном падеже):

KCl — хлорид калия	$(NH_4)_2SO_4$ — сульфат аммония
$BaSO_4$ — сульфат бария	$FePO_4$ — ортофосфат железа(III)
$AgNO_3$ — нитрат серебра(I)	$Fe_3(PO_4)_2$ — ортофосфат железа(II)
NaOH — гидроксид натрия	Cr_2O_3 — оксид хрома(III)

[Второй способ построения названий (с числовыми приставками) используется для ионных веществ, образованных катионами металлов, только при невозможности выразить заряд катиона целым числом (редкий случай); например, цементит Fe_3C имеет номенклатурное название карбид трижелеза. Аналогично поступают, когда нижние индексы — не простые числа; например, *ка́ломель* Hg_2Cl_2 — дихлорид диртути. О числовых приставках подробнее см. ниже.]

Соотношение катионов и анионов в ионных соединениях всегда таково, что выполняется *закон сохранения заряда* (число положительных зарядов равно числу отрицательных зарядов), следовательно, само соединение электронейтрально. Условные нейтральные частицы ионных соединений (иначе — *ионных кристаллов*) называются *формульными единицами*. Как уже указывалось в разделе 1, их состав также передается молекулярными формулами (KCl, $BaSO_4$), как и состав молекулярных веществ (H_2O, SO_2, PCl_3). Конечно, ионные вещества не содержат в своем составе молекул KCl, $BaSO_4$ и т. п., а только соответствующие катионы (K^+, Ba^{2+}) и анионы (Cl^-, SO_4^{2-}). Таким образом, формульная единица (иначе — условная молекула, структурная единица) — это такая же характеристика ионных соединений, какой является молекула для молекулярных соединений. Вот почему все формулы, отражающие качественный и количественный состав веществ, условно называют *молекулярными формулами*.

Химические формулы молекулярных веществ также можно мысленно разделить на формулы условных катионов и анионов, например: PCl_3 — на один условный катион P^{3+} и три условных аниона Cl^-, H_2SO_4 — на два условных катиона H^+ и один условный анион SO_4^{2-}. Термин «условный» означает, что в молекулярных веществах указанных ионов в реальности нет (вещества состоят из молекул PCl_3, H_2SO_4), чем они и отличаются от ионных веществ. Отметим, что некоторые ионы могут быть как реальными, так и условными в зависимости от типа соединения (ионное, молекулярное), например анионы Cl^- и SO_4^{2-}.

В двухэлементных веществах с молекулярным или ионным строением абсолютные значения зарядов ионов отвечают

стехиометрической валентности атомов, например: для Na_2O — Na^I и O^{II}, для PCl_3 — P^{III} и Cl^I. Одновременно знак и значение зарядов ионов соответствуют положительным или отрицательным *степеням окисления* элементов, например:

$H_2^{+I}O^{-II}$ $P^{+III}Cl_3^{-I}$ $Fe^{+II}Cl_2^{-I}$ $O^{+II}F_2^{-I}$
$H_2^{+I}O_2^{-I}$ $P^{+V}Cl_5^{-I}$ $Fe^{+III}Cl_3^{-I}$ $N^{-III}H_3^{+I}$

Для формулы аммиака NH_3 необычное расположение — сначала условный анион N^{-III}, затем катион H^{+I} — закреплено традицией, аналогично для $P^{-III}H_3^I$, $C^{-IV}H_4^I$, $Si^{-IV}H_4$.

Подобным же образом определяются степени окисления элементов в формулах сложных катионов и анионов (с обязательным учетом их заряда!):

$(N^{-III}H_4^{+I})^+$ $1(-3) + 4(+1) = +1$ (заряд иона NH_4^+);
$(O^{-II}H^{+I})^-$ $1(-2) + 1(+1) = -1$ (заряд иона OH^-);
$(N^{+V}O_3^{-II})^-$ $1(+5) + 3(-2) = -1$ (заряд иона NO_3^-);
$(S^{+VI}O_4^{-II})^{2-}$ $1(+6) + 4(-2) = -2$ (заряд иона SO_4^{2-})

(необычное расположение атомов O^{-II} и H^{+I} в ионе OH^- закреплено традицией), а также в молекулярных формулах веществ как сочетаний формул катионов и анионов:

$Cu(OH)_2 \longrightarrow Cu^{2+}(OH)_2^- \longrightarrow Cu^{+II}(O^{-II}H^{+I})_2$
$NH_4NO_2 \longrightarrow NH_4^+NO_2^- \longrightarrow N^{-III}H_4^{+I}N^{+III}O_2^{-II}$
$KMnO_4 \longrightarrow K^+MnO_4^- \longrightarrow K^{+I}Mn^{+VII}O_4^{-II}$
$Ca_3(PO_4)_2 \longrightarrow Ca_3^{2+}(PO_4)_2^{3-} \longrightarrow Ca_3^{+II}(P^{+V}O_4^{-II})_2$

Проверка — по закону сохранения заряда; так, для последнего примера: $3(+2) + 2(+5) + 8(-2) = 0$.

Внимание! Следует запомнить, что заряд ионов обозначается арабской цифрой с последующим знаком (Fe^{2+}, P^{3+}, S^{2-}), степень окисления элемента — римской цифрой с предшествующим знаком, причем знак «плюс» обычно опускается, но подразумевается (Fe^{+II} или Fe^{II}, P^{+III} или P^{III}, но S^{-II}).

Названия молекулярных двухэлементных веществ строятся из двух слов — наименования условного аниона (в именительном падеже) и наименования условного катиона

(в родительном падеже), при этом указывают либо соотношение катионов и анионов с помощью числовых приставок (1 — моно, 2 — ди, 3 — три, 4 — тетра, 5 — пента, 6 — гекса), либо степень окисления катиона (степень окисления аниона считается известной).

Примеры:

CO — монооксид углерода, или оксид углерода(II)
CO_2 — диоксид углерода, или оксид углерода(IV)
PCl_3 — трихлорид фосфора, или хлорид фосфора(III)
PCl_5 — пентахлорид фосфора, или хлорид фосфора(V)
OF_2 — дифторид кислорода, или фторид кислорода(II)
P_2O_5 — пентаоксид дифосфора, или оксид фосфора(V)
NO_2 — диоксид азота, или оксид азота(IV)
N_2O_4 — тетраоксид диазота

Для молекулярных веществ чаще используют способ построения названий с применением числовых приставок. В случае ассоциатов это вообще единственный способ; так, в последнем примере соединение N_2O_4 нельзя назвать оксидом азота(IV), хотя на первый взгляд оно правильное для $N_2^{IV}O_4^{-II}$. Но такое название отвечает другому веществу — NO_2 (см. выше) и адекватно описывает только его формулу (в N_2O_4 число атомов N и O в два раза больше).

Некоторые вещества в жидком и газообразном состояниях могут образовывать *ассоциаты* молекул — реальные частицы вещества в конкретных физических условиях, например: оксид фосфора(V) P_2O_5 может существовать в виде $(P_2O_5)_2$, или P_4O_{10}; хлорид железа(III) $FeCl_3$ — в виде $(FeCl_3)_2$, или Fe_2Cl_6, и т. п. В таком случае формулы P_2O_5 и $FeCl_3$ — молекулярные формулы, а формулы P_4O_{10} и Fe_2Cl_6 — истинные формулы ассоциатов молекул данных веществ.

Для любого сложного вещества, находится ли оно в мономолекулярном или ассоциированном виде, можно определить количественный состав, т. е. содержание отдельных элементов, входящих в это вещество. Количественный состав сложного вещества, с одной стороны, передается отношением числа атомов элементов в молекуле (например, 1Fe : 3Cl для $FeCl_3$

и Fe_2Cl_6), а с другой стороны, *массовой долей элемента* Э в этом веществе ($w_Э$) —

отношением массы атомов данного элемента Э ($m_Э$) во взятой порции вещества к массе этой порции ($m_{вещ}$):

$$w_Э = \frac{m_Э}{m_{вещ}}.$$

Массовая доля элемента в сложном веществе — безразмерная величина, она всегда меньше единицы ($w_Э < 1$).

Например, для воды H_2O

$$w_H = 0,11 \text{ и } w_O = 0,89.$$

Чаще массовую долю элемента в веществе выражают (особенно в условиях и ответах задач и тестов) не в долях единицы, а в процентах (т. е. умножают на 100):

$$w_H = 11\% \text{ и } w_O = 89\% \text{ (для } H_2O).$$

Очевидно, что **сумма массовых долей всех элементов, входящих в данное вещество, равна единице или 100%**. Так, для двухэлементного вещества A_xB_y имеем:

$$w_A + w_B = 1 \text{ или } w_{A(\%)} + w_{B(\%)} = 100\%.$$

Обычно для расчета $w_Э$ порцию вещества берут равной молярной массе этого вещества, тогда масса данного элемента в этой порции будет равна его молярной массе (т. е. его относительной атомной массе, выраженной в г/моль), умноженной на число атомов данного элемента в молекуле. Так, для вещества A_xB_y имеем:

$$w_A = \frac{m_A}{m_{вещ}} = \frac{xM_A}{M_{вещ}} \quad \text{и} \quad w_B = \frac{m_B}{m_{вещ}} = \frac{yM_B}{M_{вещ}}.$$

Рассмотрим несколько примеров расчетов с применением этих формул.

Пример 1. Если в 15,2 г некоторого соединения углерода с серой содержится 2,4 г углерода, то массовые доли элементов равны:

$$w_C = \frac{m_C}{m_{вещ}} = \frac{2,4}{15,2} = 0,158 \ (15,8\%);$$

$$w_S = 100\% - w_C\% = 100 - 15,8 = 84,2\%.$$

Пример 2. Массовые доли железа и кислорода в соединении $(Fe^{II}Fe_2^{III})O_4$ составляют:

$$w_{Fe} = \frac{xM_{Fe}}{M_{вещ}} = \frac{3 \cdot 56}{232} = 0,724 \ (72,4\%);$$

$$w_O = 100\% - w_{Fe}\% = 100 - 72,4 = 27,6\%.$$

Пример 3. Масса алюминия в 20,4 г оксида алюминия Al_2O_3 равна:

$$m_{Al} = \boxed{w_{Al}}\, m_{вещ} = \boxed{\frac{xM_{Al}}{M_{вещ}}}\, m_{вещ} = \frac{2 \cdot 27 \cdot 20,4}{102} = 10,8 \text{ г}.$$

Иногда в сложных веществах рассчитывают массовую долю не отдельных элементов, а их комбинаций (соединений между элементами), хотя эти комбинации в веществе реально могут и не содержаться. Так, ортофосфорную кислоту H_3PO_4 условно можно представить как $P_2O_5 \cdot 3H_2O$, или $(P_2O_5)_1(H_2O)_3$, и определить массовую долю каждой комбинации. В данном случае они равны:

$$w(P_2O_5) = \frac{xM(P_2O_5)}{M(P_2O_5 \cdot 3H_2O)} = \frac{1 \cdot 142}{196} = 0,725 \ (72,5\%);$$

$$w(H_2O) = 100\% - w(P_2O_5)\% = 100 - 72,5 = 27,5\%.$$

Для нахождения отношения $x : y$ в веществе A_xB_y (и следовательно, химической формулы этого вещества) необходимо пользоваться уравнениями:

$$\frac{x}{y} = \frac{w_A M_B}{w_B M_A} = \frac{m_A M_B}{m_B M_A}.$$

Следует помнить, что значения x и y являются ц е л ы м и числами. Например, для H_xO_y с $w_H = 0,11$ и $w_O = 0,89$ имеем:

$$\frac{x}{y} = \frac{w_H M_O}{w_O M_H} = \frac{0,11 \cdot 16}{0,89 \cdot 1} = 1,98 \approx \frac{2}{1}.$$

Таким образом, формула вещества — H_2O (вода).

Внимание! В расчетные уравнения значение массовой доли всегда следует подставлять в долях единицы (а не в %); например, выше использованы значения 0,11 и 0,89, а не 11% и 89% для w_H и w_O.

Для трехэлементных веществ $A_xB_yC_z$ составляют отношение

$$x:y:z = \frac{w_A}{M_A} : \frac{w_B}{M_B} : \frac{w_C}{M_C} = \frac{m_A}{M_A} : \frac{m_B}{M_B} : \frac{m_C}{M_C}$$

и находят x, y и z в виде простых целых чисел. Например, для $H_xC_yO_z$ с $w_H = 0{,}032$, $w_C = 0{,}194$ и $w_O = 0{,}774$ имеем:

$$x:y:z = \frac{0{,}032}{1} : \frac{0{,}194}{1} : \frac{0{,}774}{1} =$$
$$= 0{,}032 : 0{,}016 : 0{,}048 = 32 : 16 : 48 = 2 : 1 : 3.$$

Следовательно, формула вещества — H_2CO_3 (угольная кислота).

Аналогично можно найти соотношение между комбинациями элементов в сложном веществе. Так, для ортофосфорной кислоты, представленной в виде $(P_2O_5)_x(H_2O)_y$ с $w(P_2O_5) = 0{,}725$ и $w(H_2O) = 0{,}275$,

$$\frac{x}{y} = \frac{w(P_2O_5) \cdot M(H_2O)}{w(H_2O) \cdot M(P_2O_5)} = \frac{0{,}725 \cdot 18}{0{,}275 \cdot 142} = \frac{13{,}05}{39{,}05} \approx \frac{1}{3},$$

а значит, формула ортофосфорной кислоты — $(P_2O_5)_1(H_2O_3)$, или H_3PO_4.

Для веществ в ассоциированном состоянии истинные формулы типа $(A_xB_y)_z$ можно составить, если вначале определить x и y (как описано выше для A_xB_y), а затем найти значение z, используя уравнение

$$z = \frac{M[(A_xB_y)_z]}{M(A_xB_y)}.$$

Молярную массу ассоциата в газовом состоянии обычно находят по уравнениям второго следствия из закона Авогадро (см. выше), где $M_B = M[(A_xB_y)_z]$.

Рассмотрим пример расчетов при нахождении истинной формулы. Соединение $(Al_xCl_y)_z$ имеет массовые доли элементов 20,2% (Al) и 79,8% (Cl) и плотность пара по воздуху 9,31, отсюда

$$\frac{x}{y} = \frac{w_{Al}M_{Cl}}{w_{Cl}M_{Al}} = \frac{0{,}202 \cdot 35{,}5}{0{,}798 \cdot 27} = 0{,}333 \approx \frac{1}{3},$$

$$z = \frac{M[(Al_xCl_y)_z]}{M(Al_xCl_y)} = \frac{29D_{возд}}{xM_{Al} + yM_{Cl}} = \frac{29 \cdot 9{,}31}{1 \cdot 27 + 3 \cdot 35{,}5} \approx 2.$$

Истинная формула соединения — $(AlCl_3)_2$, или Al_2Cl_6.

Вопросы и упражнения

1. Учащийся провел в химической лаборатории такой опыт. В тигель массой 44,7 г он поместил нелетучие реагенты массой 8,6 г и тигель нагрел. После окончания реакции и охлаждения масса тигля с нелетучими продуктами составила 53,3 г. Какой стехиометрический закон подтвердил учащийся этим опытом?

2. Для подтверждения закона постоянства состава учащийся выбрал два способа получения питьевой соды $NaHCO_3$. В первом опыте он получил вещество с атомным отношением 0,5 : 0,49 : 0,51 : 1,48, а во втором опыте образовалось вещество с $w_{Na} = 0{,}274$, $w_H = 0{,}012$, $w_C = 0{,}143$ и $w_O = 0{,}571$. Подтвердился ли данный закон?

3. Укажите, одинаковыми или разными являются продукты двух реакций с общей формулой $Na_xH_yP_zO_p$, если у первого продукта отношение $x : y : z : p$ равно 1 : 2 : 1 : 4, а у второго — 2 : 1 : 1 : 4.

4. Пользуясь сводкой катионов и анионов, данной в начале этого раздела, составьте молекулярные формулы следующих веществ:

а) фторид натрия, гидроксид кальция, оксид алюминия, сульфит калия, ортофосфат серебра(I), карбонат бария, хлорид хрома(III);

б) хлорид калия, нитрит магния, оксид хрома(III), сульфат серебра(I), перманганат натрия, нитрат аммония, гидроксид железа(II);
в) бромид аммония, гидроксид свинца(II), сульфид железа(II), сульфат марганца(II), карбонат калия, нитрат цинка(II), ортосиликат кальция;
г) иодид серебра(I), нитрат бария, оксид железа(III), сульфат свинца(II), карбонат натрия, бромид меди(II), ортофосфат стронция.

Определите степень окисления элементов во всех веществах.

5. Пользуясь списком катионов и анионов на с. 24, назовите следующие вещества:

а) $AlCl_3$, $Zn(OH)_2$, $Ba(NO_2)_2$, NH_4NO_3, Ag_2O, Na_2SO_3, K_3PO_4;
б) CrF_3, $Cu(OH)_2$, $Ca(NO_3)_2$, Na_2O, Al_2S_3, K_2CO_3, Na_4SiO_4, $FeCl_2$;
в) $FeBr_3$, $Mn(OH)_2$, $Mg(NO_3)_2$, K_2O, Cr_2S_3, $Ca_3(PO_4)_2$, Ag_2SO_3;
г) FeI_2, $Pb(OH)_2$, NH_4NO_2, $AgNO_3$, Fe_2O_3, $KMnO_4$, Ca_2SiO_4.

6. Составьте названия следующих молекулярных двухэлементных веществ, используя как числовые приставки, так и степени окисления условных катионов:

а) Cl_2O, OF_2, Mn_2O_7, HI, SO_3;
б) ClO_2, I_2O_5, CrF_6, HBr, BCl_3;
в) ClO_3, SiC, As_2S_5, H_2S, SO_2;
г) Cl_2O_7, GeS_2, SiF_4, HCl, N_2O_5.

7. Составьте формулы следующих молекулярных веществ:

а) тетрабромид кремния, пентаоксид дифосфора, сульфид мышьяка(III);
б) трифторид фосфора, диоксид серы, бромид кремния(IV);
в) трииодид бора, диоксид селена, фторид фосфора(V);
г) тетраиодид кремния, триоксид диазота, сульфид мышьяка(V);

д) тетрахлорид углерода, оксид мышьяка(V), оксид серы(VI).

8. Не прибегая к вычислениям, укажите, одинаковое или разное число молекул содержится в 1 л O_2, 1 л O_3, 1 л H_2 и 1 л CO_2 при одинаковых условиях. Ответ обоснуйте.

9. Не прибегая к вычислениям, укажите, какой объем — одинаковый или разный (при одинаковых условиях) — будут иметь 2,24 моль Cl_2 и 2,24 моль NH_3. Ответ обоснуйте.

10. Получено (отдельно) 11,2 г N_2 и 11,2 г CO. Не прибегая к вычислениям, укажите, какой объем — одинаковый или разный (при одинаковых условиях) — занимают эти газы. Ответ обоснуйте.

11. Составьте выражения, аналогичные уравнениям 2-го следствия из закона Авогадро, используя плотность некоторого газа В: а) по неону, б) по озону.

12. Плотность некоторого газа по водороду равна 29. Не прибегая к вычислениям, укажите, чему равна плотность того же газа по воздуху.

13. Школьник утверждает, что по закону Авогадро равные объемы F_2, Cl_2, Br_2 и I_2 при одинаковых условиях содержат одно и то же число молекул. Всегда ли правильно это утверждение? Дайте аргументированный ответ.

14. Укажите, правильны ли (да, нет) утверждения:

а) в сосуде собрано 22,4 л воздуха;
б) в сосуде собран 1 моль воздуха;
в) в стакан внесено 22,4 л соляной кислоты;
г) в стакан внесен 1 моль соляной кислоты.

15. Укажите, изменяется ли (да, нет)

а) элементный состав;
б) массовая доля каждого элемента;
в) молярная масса;
г) количество вещества

при следующих переходах:

1. $AlCl_3 \longrightarrow Al_2Cl_6$
2. $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O \longrightarrow Na_2CO_3$
3. $NH_4NCO \longrightarrow C(NH_2)_2O$
4. $HClO_4 \longrightarrow (H_3O)ClO_4$

16. Учащийся утверждает, что при одинаковых условиях плотность пара по воздуху для газов N_2O, NO, N_2O_3, NO_2 и N_2O_5 будет одинаковой, так как молекулы этих газов состоят из атомов азота и кислорода. Правильно ли (да, нет) это утверждение? Ответ мотивируйте.

Ответы

1. Подтвердился закон сохранения массы. 2. Закон подтвердился. 3. Разные. 8. Одинаковое. 9. Одинаковый. 10. Разный. 11. $M_B = 20D_{Ne}$, $M_B = 48D(O_3)$. 12. $D_{возд} = 2$. 14. а) Да; б—г) нет. 15. а) 1 — нет, 2 — да, 3, 4 — нет; б) 1 — нет, 2 — да, 3 — нет, 4 — да; в) 1, 2 — да, 3 — нет, 4 — да; г) 1 — да, 2—4 — нет. 16. Нет.

3. ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ. РАСЧЕТЫ ПО УРАВНЕНИЯМ РЕАКЦИЙ

Классификация химических реакций. Реакции соединения, разложения, замещения, двойного обмена. Обменные и окислительно-восстановительные реакции.

Тепловой эффект химической реакции. Реакции экзотермические и эндотермические. Термохимические уравнения. Реакции обратимые и необратимые.

Уравнения химических реакций. Подбор стехиометрических коэффициентов в уравнениях обменных реакций.

Расчеты по уравнениям реакций. Определение количества вещества и массы реагентов и продуктов. Определение объема газообразных реагентов и продуктов. Теоретический и практический выход продукта реакции. Массовая, мольная и объемная доля вещества в смеси. Степень чистоты химических веществ.

КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Химические свойства веществ выявляются в химических реакциях. Химическая реакция изображается в общем виде уравнением

$$aA + bB = cC + dD,$$

где вещества A и B, вступающие в реакцию, называют *реагентами* (или *исходными веществами*), а новые вещества C и D, образующиеся в результате протекания реакции, — *продуктами* (или *конечными веществами*). Целочисленные параметры a, b, c и d в уравнении реакции называют *стехиометрическими коэффициентами*.

Химические реакции классифицируются различными способами.

1) По **типу взаимодействия:**

разложение	$2HgO = 2Hg + O_2$
	$2Pb(NO_3)_2 = 2PbO + 4NO_2 + O_2$
соединение	$2Na + Cl_2 = 2NaCl$
	$NH_3 + H_2O + CO_2 = NH_4HCO_3$
замещение	$CuO + H_2 = H_2O + Cu$
	$2KClO_3 + I_2 = 2KIO_3 + Cl_2\uparrow$
двойной обмен	$CaO + 2HCl = CaCl_2 + H_2O$
	$BaCl_2 + K_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2KCl$

Указанные типы взаимодействия нередко совмещаются в более сложных реакциях, например:

$$Na_2CO_3 + 2HCl = 2NaCl + CO_2\uparrow + H_2O$$

Эта реакция одновременно и реакция двойного обмена, и реакция разложения, так как образующаяся угольная кислота H_2CO_3 неустойчива и разлагается на CO_2 и H_2O.

2) По **тепловому эффекту:**

экзотермические реакции, протекающие с *экзо*-эффектом — выделением энергии в форме теплоты ($+Q$):

$$H_2 + Cl_2 = 2HCl + Q$$

эндотермические реакции, протекающие с *эндо*-эффектом — поглощением энергии в форме теплоты ($-Q$):

$$N_2 + O_2 = 2NO - Q$$

Химические уравнения с указанием теплового эффекта называются *термохимическими*. Если в реакции принимают участие вещества в разных агрегатных состояниях (в отличие от примеров, приведенных выше, где все реагенты и продукты — газы), то их состояние указывается:

$$Fe_2O_{3(т)} + H_{2(г)} = 2FeO_{(т)} + H_2O_{(ж)} - Q$$

Тепловой эффект может быть выражен не только в общем виде ($\pm Q$), но и конкретным значением:

$$CaO_{(т)} + H_2O_{(ж)} = Ca(OH)_2(\text{раствор}) + 82\ \text{кДж}$$

(подробнее см. в разделе 4).

3) По **направлению:**

необратимые реакции, которые протекают только в прямом направлении и завершаются полным (на 100%) превращением реагентов в продукты (т. е. реакции идут до конца слева направо):

$$Al_2S_3 + 6H_2O = 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2S\uparrow$$

обратимые реакции, которые протекают одновременно в прямом и обратном направлениях, при этом реагенты превращаются в продукты лишь частично:

$$3H_2 + N_2 \rightleftarrows 2NH_3$$

Необратимость химической реакции подчеркивается в уравнении знаком равенства (=) между формулами реагентов (слева) и формулами продуктов (справа), а обратимость реакции — специальным знаком — противоположно направленными стрелками ($\rightleftarrows$).

4) По **изменению степеней окисления**:

обменные реакции, протекающие без изменения степеней окисления всех элементов, входящих в исходные вещества:

$$K^{I}O^{-II}H^{I} + H^{I}Br^{-I} = K^{I}Br^{-I} + H_2^{I}O^{-II}$$

(не следует отождествлять понятия «обменные реакции» и «реакции двойного обмена» — понятия из разных классификаций, поскольку обменными могут быть также реакции соединения и разложения, если они протекают без изменения степеней окисления);

окислительно-восстановительные реакции, протекающие с изменением степеней окисления всех или некоторых элементов:

$$C^0 + O_2^0 = C^{IV}O_2^{-II}$$

$$H_2S^{-II} + HCl^{I}O = S^0\downarrow + HCl^{-I} + H_2O$$

УРАВНЕНИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Любые химические реакции (вне зависимости от агрегатного состояния веществ и среды) изображаются *молекулярными уравнениями*, т. е. набором молекулярных формул реагентов и продуктов с соответствующими стехиометрическими коэффициентами. Установление коэффициентов a, b, c и d превращает схему реакции $A + B \longrightarrow C + D$ в уравнение $aA + bB = cC + dD$.

Подбор коэффициентов во всех **обменных реакциях** проводится поэлементно и следующим образом.

Записывается схема протекающей реакции (но в ней сразу ставится знак равенства):

$$NaOH + H_3PO_4 = Na_3PO_4 + H_2O$$

Для уравнивания числа символов каждого элемента (Na, P, H, O) до и после реакции (слева и справа в уравнении) подбираются дополнительные множители, начиная с самого сложного по составу вещества Na_3PO_4.

У формулы Na_3PO_4 пишем множитель 1 и констатируем, что в правой части уравнения реакции три символа Na и один символ P, а в левой части уравнения — один символ Na и один символ P. Поэтому у формулы NaOH ставим дополнительный множитель 3, а у формулы H_3PO_4 — множитель 1 (1P):

элемент P $\quad \ldots + \boxed{1}H_3\boxed{P}O_4 = \boxed{1}Na_3\boxed{P}O_4 + \ldots$

Получаем:

$$3NaOH + 1H_3PO_4 = 1Na_3PO_4 + H_2O$$

Затем подбираем коэффициент для H_2O. Слева зафиксировано (коэффициенты уже поставлены!) три символа H в записи «3NaOH» и еще три символа H в записи «$1H_3PO_4$», всего слева шесть H. Справа — только два H в записи «H_2O». Поэтому справа ставим множитель 3 перед формулой H_2O:

элемент H $\quad \boxed{3}NaO\boxed{H} + \boxed{1H_3}PO_4 = \ldots + \boxed{3H_2}O$

Получаем уравнение реакции:

$$3NaOH + 1H_3PO_4 = 1Na_3PO_4 + 3H_2O$$

В н и м а н и е! Обычно коэффициент 1 в уравнениях не ставится (но подразумевается!). Лучше все же его ставить, не надеясь на последующую внимательность и память (это пригодится в подсчете суммы коэффициентов при решении тестов).

Теперь слева и справа в уравнении число символов каждого элемента одинаково, в том числе и кислорода O, хотя специально его мы не уравнивали. По такому элементу проводится п р о в е р к а:

$$\text{слева } 7O \longrightarrow \text{справа } 7O$$

следовательно, подбор коэффициентов проведен правильно.

Подбор коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях проводится особыми методами, которые рассматриваются в разделе 9. Конечно, в простых случаях можно ограничиться поэлементным подбором:

$$C + CO_2 = 2CO$$

$$Cu + 2AgNO_3 = Cu(NO_3)_2 + 2Ag$$

Уравнение химической реакции, например:

$$1Al(OH)_3 + 3HCl = 1AlCl_3 + 3H_2O$$

показывает не только к а ч е с т в е н н ы й аспект этой реакции (т. е. химическую природу реагентов и продуктов), но также и к о л и ч е с т в е н н о е отношение между прореагировавшими без остатка исходными веществами и образовавшимися из них конечными веществами, а именно:

а) 1 моль гидроксида алюминия $Al(OH)_3$ реагирует полностью с 3 моль хлороводорода HCl;

б) из 1 моль $Al(OH)_3$ и 3 моль HCl образуется 1 моль хлорида алюминия $AlCl_3$ и 3 моль воды H_2O.

Очевидно, что если в реакцию вступит другое количество $Al(OH)_3$, например 0,5 моль, то с ним прореагирует 1,5 моль HCl и при этом получится 0,5 моль $AlCl_3$ и 1,5 моль H_2O.

РАСЧЕТЫ ПО УРАВНЕНИЯМ РЕАКЦИЙ

На основе правильно составленных уравнений реакций можно проводить количественный р а с ч е т — определять *количество* и *массы реагентов и продуктов*, если задано количество (или масса) одного из веществ в реакции.

Для некоторой химической реакции

$$aA + bB + \ldots = cC + dD + \ldots$$

выполняется следующее соотношение:

$$\frac{n_A}{a} = \frac{n_B}{b} = \ldots = \frac{n_C}{c} = \frac{n_D}{d} \ldots,$$

где n_A, n_B — количества вступивших в реакцию исходных веществ (A, B) и n_C, n_D — количества образовавшихся продуктов.

Если количество одного из веществ известно (например, n_C), то можно рассчитать участвующие в реакции количества остальных веществ (n_A, n_B, n_D, ...).

От количества реагентов и продуктов с помощью уравнения $M_B = m_B/n_B$ (раздел 1) можно перейти к их массам:

$$\frac{m_A}{aM_A} = \frac{m_B}{bM_B} = \ldots = \frac{m_C}{cM_C} = \frac{m_D}{dM_D} = \ldots$$

Если масса одного из веществ задана, например m_C, то можно рассчитать массы остальных веществ в данной реакции.

Пример 1. В реакции

$$\underset{(A)}{Fe_2O_3} + \underset{(B)}{6HCl} = \underset{(C)}{2FeCl_3} + \underset{(D)}{3H_2O}$$

определим количество реагента Fe_2O_3 (краткое обозначение A), необходимое для получения 0,72 моль продукта $FeCl_3$ (краткое обозначение C).

Расчет производим по формуле

$$n_A = \frac{an_C}{c} = \frac{1 \cdot 0,72}{2} = 0,36 \text{ моль}.$$

Пример 2. В той же реакции определим массу реагента Fe_2O_3 (A), необходимую для получения 117 г $FeCl_3$ (C):

$$m_A = \frac{aM_Am_C}{cM_C} = \frac{1 \cdot 160 \cdot 117}{2 \cdot 162,5} = 57,6 \text{ г}.$$

Пример 3. Для той же реакции определим массу реагента HCl (обозначение B), необходимую для образования 0,72 моль продукта $FeCl_3$ (C):

$$m_B = M_B \boxed{n_B} = M_B \boxed{\frac{bn_C}{c}} = \frac{36,5 \cdot 6 \cdot 0,72}{2} = 78,84 \text{ г},$$

и массу второго продукта — H_2O (обозначение D):

$$m_D = M_D n_D = M_D \frac{dn_C}{c} = \frac{18 \cdot 3 \cdot 0,72}{2} = 19,44 \text{ г}.$$

При участии в реакции газообразных веществ чаще рассчитывают не их массы, а объемы. Так, для реакции

$$aA + bB_{(г)} + \ldots = cC + dD_{(г)} + \ldots$$

в приведенном выше уравнении массы m_B и m_D и молярные массы M_B и M_D заменяются в соответствии с уравнением $V_M = V_B/n_B$ (раздел 2) на объемы V_B и V_D и молярный объем V_M:

$$\frac{m_A}{aM_A} = \frac{V_B}{bV_M} = \ldots = \frac{m_C}{cM_C} = \frac{V_D}{dV_M} = \ldots$$

Зная одно из значений (m_A, V_B, m_C, V_D), можно рассчитать значения всех остальных величин.

Пример 4. Для реакции

$$2PCl_{3(ж)} + 3H_2O(пар) = P_2O_{3(т)} + 6HCl_{(г)}$$

рассчитаем объем (при н. у.) водяного пара (H_2O = B), затрачиваемого на 0,54 моль реагента PCl_3 (A). Расчет идет по формуле

$$V_B = V_M \boxed{n_B} = V_M \boxed{\frac{bn_A}{a}} = \frac{22,4 \cdot 3 \cdot 0,54}{2} = 18,14 \text{ л}.$$

Пример 5. Для той же реакции рассчитаем массу продукта P_2O_3 (C), если продукта HCl (D) образовалось 26 л (н. у.). Расчет ведем по формуле

$$m_C = \frac{cM_C V_D}{dV_M} = \frac{1 \cdot 110 \cdot 26}{6 \cdot 22,4} = 21,28 \text{ г}.$$

Однако далеко не всегда берут пропорциональные количества и массы реагирующих веществ. Часто один из реагентов берется в *избытке* (а следовательно, другой реагент — в *недостатке*) по причинам, которые станут ясны позже. Очевидно, что если в реакции

$$2H_2 + O_2 = 2H_2O$$

взять не 2 моль H_2 и 1 моль O_2 для получения 2 моль H_2O, а 2 моль H_2 и 2 моль O_2, то 1 моль O_2 реагировать не будет и останется в избытке.

Определение реагента, который взят в избытке (например, B), проводят по неравенству

$$\frac{n_A}{a} < \frac{n_{общ.B}}{b}, \text{ или } \frac{n_A}{a} < \frac{n_B + n_{изб.B}}{b},$$

где $n_{общ.B}$ — общее (взятое в избытке) количество вещества, n_B — стехиометрическое (необходимое для реакции) количество вещества и $n_{изб.B}$ — избыточное (не реагирующее) количество вещества B, причем

$$n_{общ.B} = n_B + n_{изб.B}$$

Избыточное количество реагента B реагировать не будет (для него не хватит взятого количества другого реагента), поэтому расчет получаемых количеств продуктов необходимо вести только по количеству реагента, который взят в недостатке.

Например, если в растворе реагируют 0,25 моль $Fe_2(SO_4)_3$ (A) и 0,45 моль $BaCl_2$ (B):

$$Fe_2(SO_4)_3 + 3BaCl_2 = 2FeCl_3 + 3BaSO_4\downarrow$$

то на первый взгляд в избытке $BaCl_2$, так как 0,25 моль A < 0,45 моль B; но это неверный вывод, поскольку в неравенстве не учтены коэффициенты! Обратите внимание на правильное определение — какой из реагентов находится в избытке и какой — в недостатке:

$$\underset{\text{(избыток)}}{\frac{0,25}{1} = 0,25 \text{ моль A}} > \underset{\text{(недостаток)}}{\frac{0,45}{3} = 0,15 \text{ моль B}}.$$

В избытке — реагент A; $n_{общ.A} = n_A - n_{изб.A}$. Реагент B затратится полностью, отсюда расчет затраченного количества реагента A:

$$n_{изб.A} = n_{общ.A} - \boxed{n_A} = n_{общ.A} - \boxed{\frac{an_B}{b}} =$$

$$= 0,25 - \frac{1 \cdot 0,45}{3} = 0,1 \text{ моль}.$$

Если в данном примере необходимо определить массу продукта $FeCl_3$ (C), то расчет ведут, исходя из 0,45 моль $BaCl_2$ (реагент в недостатке):

$$m_C = M_C n_C = M_C \frac{cn_B}{b} = \frac{162,5 \cdot 2 \cdot 0,45}{3} = 48,75 \text{ г.}$$

Подчеркнем еще раз (как распространенную ошибку абитуриентов): при неверном определении реагента, взятого в недостатке (см. выше), расчет по 0,25 моль $Fe_2(SO_4)_3$ дал бы неверный ответ: $m_C = 81,25$ г. Реально в заданных условиях такую массу $FeCl_3$ получить нельзя, на это потребовалось бы 0,75 моль $BaCl_2$, а взято лишь 0,45 моль!

Количество продукта реакции, которое получается в соответствии с расчетом по уравнению реакции, называется *теоретическим количеством* $n_{теор}$. Однако в конкретных условиях проведения реакции может случиться так, что продукта образуется меньше, чем ожидалось в соответствии с уравнением реакции; назовем это *практическим количеством* $n_{пр}$ ($< n_{теор}$).

Отношение практического количества продукта B (полученного реально) к теоретическому (рассчитанному по уравнению реакции) называется *практическим выходом* продукта и обозначается η_B:

$$\eta_B = \frac{n_{пр.B}}{n_{теор.B}} < 1 \; (100\%).$$

Аналогичный вид имеют выражения для массы любого продукта и объема газообразного продукта.

Если в идеальных условиях $n_{пр} = n_{теор}$, то выход продукта становится полным ($\eta_B = 1$, или 100%); его часто называют *теоретическим выходом*.

Рассмотрим пример расчета практического выхода продукта.

Пример 6. Если в реакции

$$N_2 + 3H_2 = 2NH_3$$

затрачено 0,68 л азота N_2 (A) и получено 0,585 л аммиака NH_3 (B), то практический выход продукта равен:

$$\eta_B = \frac{n_{пр.B}}{n_{теор.B}} = \frac{n_{пр.B}}{bn_A/a} = \frac{0,585}{2 \cdot 0,68/1} = 0,43 \; (43\%).$$

МАССОВАЯ, МОЛЬНАЯ И ОБЪЕМНАЯ ДОЛЯ ВЕЩЕСТВА

В лабораторной практике и в промышленности часто приходится смешивать вещества-реагенты и получать смеси продуктов; например, азот и водород смешивают перед синтезом аммиака, в состав сплава *победит* входят карбид вольфрама WC и кобальт Co. Содержание каждого компонента в смеси выражается его массовой и мольной долями (для любого агрегатного состояния веществ).

Массовая доля вещества B (w_B) в смеси веществ (A + B + + C + ...) равна отношению массы данного вещества (m_B) к массе всей смеси ($m_{см} = m_A + m_B + m_C + ...$):

$$w_B = \frac{m_B}{m_{см}} = \frac{m_B}{m_A + m_B + m_C + \ldots} \quad \text{(в долях единицы или в \%).}$$

Аналогично определяются w_A, w_C и т. д. Очевидно, что

$$w_A + w_B + w_C + \ldots = 1 \; (100\%).$$

Так, известный сплав *мельхиор* состоит из меди и никеля с массовыми долями $w_{Cu} = 0,7$ (70%) и $w_{Ni} = 0,3$ (30%), массовый состав воздуха $w(N_2) = 76\%$, $w(O_2) = 23\%$, остальное — другие газы.

Мольная доля вещества B (x_B) в смеси веществ (A + B + + C + ...) равна отношению количества данного вещества (n_B) к сумме количеств всех веществ смеси ($n_A + n_B + n_C + ...$):

$$x_B = \frac{n_B}{n_A + n_B + n_C + \ldots} \quad \text{(в долях единицы или в \%).}$$

Аналогично определяются x_A, x_C, ... Очевидно, что

$$x_A + x_B + x_C + \ldots = 1 \; (100\%).$$

Например, в мельхиоре мольные доли металлов равны $x_{Cu} = 0,68$ (68%) и $x_{Ni} = 0,32$ (32%), мольный состав воздуха $x(N_2) = 78\%$, $x(O_2) = 21\%$, остальное — другие газы.

Для смесей г а з о в вместо массы чаще измеряется объем, поэтому количественный состав газовой смеси передается объемной долей.

Объемная доля газообразного вещества В в смеси газов (А + В + С + ...) равна отношению объема данного газа (V_B) к объему всей смеси при одинаковых физических условиях ($V_{см} = V_A + V_B + V_C + ...$):

$$\varphi_B = \frac{V_B}{V_{см}} = \frac{V_B}{V_A + V_B + V_C + ...} \quad \text{(в долях единицы или в %).}$$

Аналогично определяются φ_A, φ_C, ... Очевидно, что

$$\varphi_A + \varphi_B + \varphi_C + ... = 1\ (100\%).$$

Например, объемный состав воздуха отвечает $\varphi(N_2) = 78\%$, $\varphi(O_2) = 21\%$ (остальное — другие газы).

Внимание! Объемный и мольный состав смеси газов всегда равны численно, поскольку количество каждого газа смеси пропорционально его объему с одинаковым коэффициентом пропорциональности $1/V_M$ (см. уравнение $n_{(г)} = V_{(г)}/V_M$ в разделе 2).

Рассмотрим примеры расчетов массовой, мольной и объемной долей веществ в смеси.

Пример 7. Образец *амальгамы* натрия (сплав с ртутью) массой 82,7 г обработан водой до окончания выделения водорода. Собрано 1,12 л (н. у.) газа.

При расчете следует учитывать, что ртуть с водой не взаимодействует:

$$Hg + H_2O \neq$$

а водород образуется вследствие реакции

$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + 1H_2\uparrow;$$
$$a = 2\ (Na),\ b = 1\ (H_2)$$

Массовая доля ртути в амальгаме равна:

$$w_{Hg} = 1 - w_{Na} = 1 - \frac{m_{Na}}{m_{см}} = 1 - \frac{aM_{Na}V_{(г)}/(bV_M)}{m_{см}} =$$
$$= 1 - \frac{(2 \cdot 23 \cdot 1{,}12)/(1 \cdot 22{,}4)}{82{,}7} = 0{,}97\ (0{,}97\%).$$

Пример 8. Образец *латуни* (сплав меди с цинком), содержащий 0,1875 моль меди, обработали хлороводородной кислотой; по окончании реакции собрали 2,8 л (н. у.) водорода:

$$Cu + HCl \neq$$

$$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2\uparrow;\ a = 1\ (Zn),\ b = 1\ (H_2)$$

Мольная доля меди в образце латуни равна:

$$x_{Cu} = \frac{n_{Cu}}{n_{Cu} + n_{Zn}} = \frac{n_{Cu}}{n_{Cu} + an_{(г)}/b} = \frac{n_{Cu}}{n_{Cu} + aV_{(г)}/(bV_M)} =$$
$$= \frac{0{,}1875}{0{,}1875 + (1 \cdot 2{,}8)/(1 \cdot 22{,}4)} = 0{,}6\ (60\%).$$

Пример 9. Смесь углекислого газа CO_2 и угарного газа CO общим объемом 11,2 л (н. у.) пропущена через избыток гидроксида натрия в растворе, на выходе собрано 2,8 л газа:

$$CO_2 + 2NaOH = Na_2CO_3 + H_2O$$
$$CO + NaOH \neq$$

Объемная доля углекислого газа в исходной смеси равна:

$$\varphi(CO_2) = \frac{V(CO_2)}{V_{см}} = \frac{V_{см} - V_{CO}}{V_{см}} = \frac{11{,}2 - 2{,}8}{11{,}2} = 0{,}75\ (75\%).$$

СТЕПЕНЬ ЧИСТОТЫ ВЕЩЕСТВ

До сих пор мы принимали, что все вещества, участвующие в реакции, абсолютно чистые, но таких веществ практически не существует, так как все вещества содержат *примеси*. **Степень чистоты веществ количественно оценивается *массовой долей основного вещества* с формулой В, т. е. отношением массы этого вещества (идеально чистого) к массе реального вещества (с примесями):**

$$w_B = \frac{m_B}{m_{см}} = \frac{m_B}{m_B + m_{прим}} \quad \text{(в долях единицы или в %)}$$

где m_B — масса основного вещества В; $m_{прим}$ — масса примесей в массе реального вещества — его смеси с примесями ($m_{см}$), причем $m_{см} = m_B + m_{прим}$.

Например, массовая доля железа в чугуне (сплаве железа с углеродом) может составлять 0,965, т. е. $w_{Fe} = 0{,}965$ (96,5%).

Другой пример: *известняк* (природный карбонат кальция) может содержать 82% $CaCO_3$, другими словами, чистота известняка по $CaCO_3$ равна 82%. Остаток в 18% приходится на

различные примеси (песок, силикаты и др.), т. е. $w_{прим} = 18\%$. Таким образом, в общем виде для примесей:

$$w_{прим} = \frac{m_{прим}}{m_{см}} = \frac{m_{прим}}{m_B + m_{прим}} \quad \text{(в долях единицы или в \%)}$$

и

$$w_B + w_{прим} = 1\ (100\%).$$

Пример 10. Расчет степени чистоты вещества. При разложении водой 640 г дикарбида кальция образовалось 196 л ацетилена (при н. у.):

$$\underset{(A)}{CaC_2} + 2H_2O = Ca(OH)_2 + \underset{(B)}{C_2H_2}\uparrow$$

Степень чистоты технического препарата составляет:

$$w_A = \frac{m_A}{m_{см}} = \frac{aM_AV_B}{bV_Mm_{см}} = \frac{1 \cdot 64 \cdot 196}{1 \cdot 22{,}4 \cdot 640} = 0{,}875\ (87{,}5\%).$$

Примеси всегда содержатся в природных соединениях (полезные ископаемые, руды, минералы, горные породы) и в продуктах промышленного производства.

Степень очистки химических реактивов может быть разной; качественно, по уменьшению процентного содержания примесей, различают реактивы: «технические», «чистые», «чистые для анализа», «химически чистые» и «особо чистые». Так, «химически чистая» серная кислота содержит 99,999% основного вещества (H_2SO_4) и только 0,001% примесей. В специальных отраслях техники используют еще более чистые вещества; например, германий в полупроводниковой технике доводят до чистоты «десять девяток», т. е. до процентного содержания основного вещества, равного 99,99999999%.

Вопросы и упражнения

1. В уравнениях реакций:

а) $3KOH + H_3PO_4 = K_3PO_4 + 3H_2O$

б) $3Ba(NO_3)_2 + Al_2(SO_4)_3 = 3BaSO_4\downarrow + 2Al(NO_3)_3$

в) $2CrCl_3 + 6H_2O + 3Na_2S = 2Cr(OH)_3\downarrow + 3H_2S\uparrow + 6NaCl$

подберите стехиометрические коэффициенты (в ответе укажите их суммы в уравнениях), назовите реагенты и продукты.

2. Укажите, к какому типу взаимодействия относятся реакции:

а) $CaCl_2 + H_2SO_4 = CaSO_4\downarrow + 2HCl\uparrow$

б) $Mg_2CO_3(OH)_2 = 2MgO + CO_2 + H_2O$

в) $Fe + CuSO_4 = FeSO_4 + Cu\downarrow$

г) $Ba(HCO_3)_2 = BaCO_3\downarrow + CO_2\uparrow + H_2O$

д) $PCl_5 \rightleftarrows PCl_3 + Cl_2 - 88$ кДж

е) $NH_4Br = NH_3 + HBr$

ж) $SrO + SiO_2 = SrSiO_3$

з) $2CO + O_2 \rightleftarrows 2CO_2 + 566$ кДж

3. Укажите, к какому типу по тепловому эффекту относятся реакции:

а) $PbO + CO = Pb + CO_2 + Q$

б) $CaCO_3 \rightleftarrows CaO + CO_2 - 179$ кДж

в) $4Na_2SO_3 = 3Na_2SO_4 + Na_2S + 176$ кДж

г) $H_2 + I_2 \rightleftarrows 2HI - Q$

4. Установите, какие из реакций в упр. **1—3** являются: а) обменными, б) окислительно-восстановительными.

5. Проведите поэлементный подбор коэффициентов в обменных реакциях:

а) $K_2SO_3 + HCl \longrightarrow KCl + SO_2\uparrow + H_2O$

б) $Al_2(SO_4)_3 + NH_3 \cdot H_2O \longrightarrow Al(OH)_3\downarrow + (NH_4)_2SO_4$

в) $FeSO_4(OH) + H_2SO_4 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + H_2O$

г) $Mg_3N_2 + HBr \longrightarrow MgBr_2 + NH_4Br$

д) $Al_4C_3 + H_2O \longrightarrow Al(OH)_3\downarrow + CH_4\uparrow$

6. Составьте уравнения обменных реакций (в ответе укажите сумму коэффициентов):

а) оксид натрия + диоксид кремния $\longrightarrow$
$\longrightarrow$ ортосиликат натрия

б) гидросульфит кальция $\longrightarrow$
$\longrightarrow$ сульфит кальция + диоксид серы + вода

в) оксид магния + пентаоксид дифосфора $\longrightarrow$
$\longrightarrow$ ортофосфат магния

г) гексагидрат хлорида алюминия ⟶
⟶ оксид алюминия + хлороводород + вода
д) ортофосфат кальция + ортофосфорная кислота ⟶
⟶ дигидроортофосфат кальция

7. Составьте уравнения реакций двойного обмена (в ответе укажите сумму коэффициентов):

а) гидроксид калия + серная кислота ⟶
⟶ сульфат калия + вода
б) ортофосфат натрия + нитрат серебра(I) ⟶
⟶ ортофосфат серебра(I) + нитрат натрия
в) сульфит калия + азотная кислота ⟶
⟶ нитрат калия + диоксид серы + вода
г) сульфид натрия + нитрат висмута(III) ⟶
⟶ сульфид висмута(III) + нитрат натрия
д) карбонат калия + вода + хлорид хрома(III) ⟶
⟶ гидроксид хрома(III) + диоксид углерода +
+ хлорид калия

8. Может ли простое вещество вступить в реакцию или получиться в результате реакции так, чтобы степень окисления элемента при этом не изменилась? Дайте мотивированный ответ.

9. Определите (устно), какое количество второго исходного вещества прореагировало, если количество первого реагента равно 0,2 моль:

а) $Na_4SiO_4 + 4HCl = SiO_2\downarrow + 4NaCl + 2H_2O$
б) $Li_3N + 3H_2O = 3LiOH + NH_3\uparrow$
в) $P_2O_5 + 3H_2SeO_4 = 2H_3PO_4 + 3SeO_3$

10. Определите (устно), какое количество первого продукта получится в реакциях (см. упр. **9**).

11. Установите, могут ли (да, нет) полностью прореагировать исходные вещества (предварительно подберите коэффициенты):

а) Fe (0,2 моль) + Cl_2 (0,3 моль) ⟶ $FeCl_3$ (моль)
б) Fe (11,2 г) + S (9,6 г) ⟶ FeS (г)
в) CO (3,36 л) + O_2 (6,72 л) ⟶ CO_2 (л)
г) C (4,8 г) + O_2 (4,48 л) ⟶ CO (г, л)

12. Определите (устно), сколько получится продуктов в реакциях (уравнения и единицы величин указаны в упр. **11**).

13. Реагируют 2 г меди и 2 г серы. Установите (устно), какова масса продукта — CuS.

14. Рассчитайте (устно) объем (н. у.) кислорода, израсходованного на полное превращение в $CuSO_4$: а) 0,2 моль CuS, б) 48 г CuS.

15. Рассчитайте (устно) объем (н. у.) углекислого газа, полученного при термическом разложении: а) 0,4 моль $CaCO_3$, б) 25 г $CaCO_3$.

Ответы

1. а) 8; б) 9; в) 22. **2.** Разложение: б, г, д, е; соединение: ж, з; замещение: в; двойной обмен: а. **3.** Экзотермические: а, в; эндотермические: б, г. **4.** Обменные: 1(а—в), 2(а, б, г, е, ж), 3(б); окислительно-восстановительные: 2(в, д, з), 3(а, в, г). **5.** а) 7; б) 12; в) 6; г) 14; д) 20. **6.** а—б) 4; в) 5; г) 18; д) 8. **7.** а) 6; б) 8; в) 7; г) 12; д) 18. **9.** а) 0,8; б—в) 0,6 (моль). **10.** а) 0,2; б) 0,6; в) 0,4 (моль). **11.** а) Да; б—в) нет; г) да. **12.** а) 0,2 моль; б) 17,6 г; в) 3,36 л; г) 11,2 г, 8,96 л. **13.** а) 3 г; б) 12 г; в) 6 г. **14.** а) 11,2 л; б) 22,4 л. **15.** а) 8,96 л; б) 5,6 л.

4. ЭНЕРГЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И КАТАЛИЗ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Энергетика химических реакций. Тепловой эффект и энтальпия реакций. Направление реакций, энтропия и энергия Гиббса реакций. Критерий возможности протекания.

Химическая кинетика. Скорость химических реакций. Зависимость скорости реакции от природы, поверхности соприкосновения и концентрации реагирующих веществ, температуры реакции, катализаторов. Кинетический закон действующих масс. Понятие о катализе. Катализаторы и ингибиторы.

Химическое равновесие. Обратимость химических реакций. Равновесный закон действующих масс. Константа равновесия. Энергетический критерий равновесия. Температура равновероятности. Сдвиг химического равновесия. Принцип Ле-Шателье. Влияние температуры, давления и концентрации.

ЭНЕРГЕТИКА РЕАКЦИЙ

Любая реакция сопровождается выделением или поглощением энергии в форме теплоты. В исходных веществах химические связи разрываются и на это энергия затрачивается (т. е. она при этом поглощается системой), в продуктах же, наоборот, химические связи образуются и при этом энергия выделяется. Разность между затраченной и выделившейся энергией называется *тепловым эффектом* химической реакции (обозначается Q). Если затрата энергии выше, чем ее выделение, то тепловой эффект будет отрицательным, или *эндо*-эффектом ($-Q$), в противном случае — положительным, или *экзо*-эффектом ($+Q$).

Тепловой эффект является внешним признаком реакций, в *термохимических уравнениях* он указывается после продуктов:

$$aA + bB = cC + dD \pm Q$$

Примеры:

экзотермическая реакция	$4Fe_{(т)} + 3O_{2(г)} = 2Fe_2O_{3(т)} + 1648$ кДж
эндотермическая реакция	$C_{(т)} + CO_{2(г)} = 2CO_{(г)} - 173$ кДж

Такая запись означает, что при сгорании 4 моль железа в 3 моль кислорода с образованием 2 моль оксида железа(III) выделяется 1648 кДж теплоты, а при взаимодействии 1 моль углерода (в виде кокса) и 1 моль углекислого газа с получением 2 моль угарного газа поглощается извне 173 кДж теплоты.

Тепловые эффекты прямой и обратной реакций одинаковы по числу, но противоположны по знаку. Например, реакция

$$CaO_{(т)} + H_2O_{(г)} = Ca(OH)_{2(т)} + 108 \text{ кДж}$$

(обработка 1 моль оксида кальция водяным паром в количестве 1 моль с образованием 1 моль гидроксида кальция) сопровождается *экзо*-эффектом $Q = +108$ кДж, тогда как обратная реакция

$$Ca(OH)_{2(т)} = CaO_{(т)} + H_2O_{(г)} - 108 \text{ кДж}$$

(разложение 1 моль гидроксида кальция на 1 моль оксида кальция и 1 моль водяного пара) сопровождается *эндо*-эффектом $Q = -108$ кДж.

При протекании реакций (особенно с участием газов) могут существенно меняться объем и температура реакционной системы. Если тепловой эффект определяется при постоянном давлении (1 атм для каждого газа в системе, а при отсутствии газов общее давление 1 атм) и постоянной температуре (обычно 298 К, или 25 °С), то он отвечает *стандартной энтальпии реакции*, характеризующей в целом всю систему (функция системы). Энтальпия реакции обозначается $\Delta H°$, знак $\Delta H°$ противоположен знаку Q:

экзо-реакция	$+Q$	и	$-\Delta H°$
эндо-реакция	$-Q$	и	$+\Delta H°$

Значение $\Delta H°$ записывается после уравнения и отделяется от него запятой:

$$NH_4Cl_{(т)} = NH_{3(г)} + HCl_{(г)}, \quad \Delta H° = +177 \text{ кДж}$$

Расчет энтальпии реакции основан на простом *правиле Гесса* (1840 г.):

$$\Delta H° = \sum \Delta H°_{прод} - \sum \Delta H°_{реаг},$$

где $\Delta H°_{прод}$ и $\Delta H°_{реаг}$ — энтальпии образования продуктов и реагентов (табличные данные), $\sum$ — знак суммы энтальпий образования веществ с учетом их стехиометрических коэффициентов. Пример:

Уравнение	$2Pb(NO_3)_{2(т)}$	$= 2PbO_{(т)}$	$+ 4NO_{2(г)}$	$+ O_{2(г)}$,	$\Delta H° = ?$
n_0, моль	2	2	4	1	
$\Delta H°_B$, $\frac{кДж}{моль}$	−447	−219	+33	0	

$$\Delta H° = [2 \cdot (-219) + 4 \cdot (+33) + 1 \cdot 0] - 2 \cdot (-447) = +588 \text{ кДж}.$$

Данная реакция протекает с *эндо*-эффектом (поглощением теплоты).

Для осуществления этой реакции требуется подвод теплоты (нагревание), поэтому не случайно, что эту и подобные ре-

акции в лабораторной практике называют *термическим разложением*.

Реакции, протекающие с высоким *экзо*-эффектом, часто требуют только начального нагревания (инициирования), а далее протекают самопроизвольно, например процесс алюминотермии:

$$Fe_2O_{3(т)} + 2Al_{(т)} = 2Fe_{(т)} + Al_2O_{3(т)} + 851 \text{ кДж}$$

НАПРАВЛЕНИЕ РЕАКЦИЙ

Помимо энтальпии, химическая система характеризуется еще одной функцией — стандартной *энтропией реакции* $\Delta S°$ (кДж/К), связанной с неупорядоченностью системы (степенью беспорядка). Чем больше частиц в системе и чем выше ее температура, тем больше степень беспорядка. В идеальном кристалле (при абсолютном нуле температуры) степень беспорядка нулевая (идеальный порядок), в реальных твердых телах существует всегда некоторая степень беспорядка, в жидкостях она уже выше, но наибольшая степень беспорядка в газах, где молекулы не зависят друг от друга и двигаются весьма хаотично. Например, для льда, жидкой воды и водяного пара значения $\Delta S°$ равны соответственно 0,039, 0,07 и 0,189 кДж/К.

Расчет значения $\Delta S°$ проводится по уравнению, аналогичному для $\Delta H°$:

$$\Delta S° = \sum S°_{прод} - \sum S°_{реаг},$$

где $S°_{прод}$ и $S°_{реаг}$ — стандартные энтропии продуктов и реагентов (табличные данные). Пример:

Уравнение	$2Pb(NO_3)_{2(т)} =$	$2PbO_{(т)} +$	$4NO_{2(г)} +$	$O_{2(г)},$	$\Delta S° = ?$
n_0, моль	2	2	4	1	
$\Delta S°_B$, $\frac{кДж}{К}$	0,213	0,066	0,24	0,205	

$$\Delta S° = (2 \cdot 0{,}066 + 4 \cdot 0{,}24 + 1 \cdot 0{,}205) - 2 \cdot 0{,}213 = +0{,}871 \text{ кДж/К}.$$

В данной системе степень беспорядка сильно возрастает в ходе реакции (твердая соль образует твердый оксид и два газа), что передается значением $\Delta S° = +0{,}871$ кДж/К.

Всякая химическая реакция, таким образом, характеризуется двумя энергетическими характеристиками — энтальпией $\Delta H°$ и энтропией $\Delta S°$. Для самопроизвольных реакций характерно стремление к у м е н ь ш е н и ю энергии за счет теплопередачи в окружающую среду и одновременно к у в е л и ч е н и ю степени беспорядка. Эти факторы действуют в противоположных направлениях, поэтому результирующая величина будет равна их разности:

$$\Delta G°_T = \Delta H° - T\Delta S°$$

(здесь энтропия умножена на температуру для адекватности единиц, $\Delta H°$ и $T\Delta S°$ приведены в килоджоулях, так как К · кДж/К = кДж).

Суммарная энергетическая функция системы называется стандартной *энергией Гиббса реакции* $\Delta G°_T$, индекс T подчеркивает зависимость этой величины от температуры, что очевидно из уравнения (отметим еще, что слагаемые $\Delta H°$ и $\Delta S°$ мало зависят от температуры).

Расчет $\Delta G°_T$ при заданной температуре:

$$2Pb(NO_3)_{2(т)} \xrightarrow{470\ °C} 2PbO_{(т)} + 4NO_{2(г)} + O_{2(г)},\ \Delta G°_T = ?$$

$$\Delta G°_T = \Delta H° - T\Delta S° = +88 - (273 + 470) \cdot (+0{,}871) = -59 \text{ кДж}.$$

По значениям $\Delta G°_T$ можно судить о *возможности протекания реакций* в направлении слева направо по химическому уравнению:

$\Delta G°_T < 0$ — реакция возможна

$\Delta G°_T > 0$ — реакция невозможна

Например, синтез аммиака

$$N_{2(г)} + 3H_{2(г)} = 2NH_{3(г)}$$

при 25 °С возможен:

$$\Delta G°_{298} = -92 - 298 \cdot (-0{,}201) = -32 \text{ кДж} < 0,$$

а при 350 °С невозможен:

$$\Delta G°_{623} = -92 - 623 \cdot (-0{,}201) = +33 \text{ кДж} > 0.$$

Следовательно, при 25 °С имеется принципиальная возможность получения аммиака, а при сильном нагревании сис-

темы (реакция экзотермическая, $\Delta H^\circ = -92$ кДж) аммиак получить не удастся. Правда, при 25 °С реакция возможна только в принципе, так как она протекает очень медленно и с малым выходом. Ускорение реакций определяется факторами *химической кинетики*, а увеличение степени протекания — соответствующим смещением *химического равновесия*.

ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА

Количественной характеристикой быстроты течения химической реакции

$$A + B \longrightarrow D + E$$

является ее с к о р о с т ь, т. е. скорость взаимодействия частиц реагентов A и B или скорость появления продуктов D и E. Изучением скорости химических реакций и ее зависимости от различных факторов занимается раздел химии, называемый *химической кинетикой*.

В *гомогенных* (однородных) системах исследуется скорость реакции между реагентами, не имеющими поверхности раздела (газовые реакции, реакции в растворах); в *гетерогенных* системах изучается скорость реакции на поверхности раздела между реагирующими веществами (например, A — твердое вещество, B — газ или A — твердое вещество, B — вещество в растворе).

Под *скоростью гомогенной химической реакции* понимают изменение концентраций реагентов или продуктов в единицу времени:

$$\vec{v} = \frac{\Delta c_{\text{реаг}}}{\Delta \tau} = \frac{\Delta c_{\text{прод}}}{\Delta \tau} \qquad \left(\frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{с}}\right)$$

где $\Delta c_{\text{реаг}} = c'_{\text{реаг}} - c''_{\text{реаг}}$ — это у м е н ь ш е н и е молярной концентрации (моль/л) реагентов,

$\Delta c_{\text{прод}} = c''_{\text{прод}} - c'_{\text{прод}}$ — у в е л и ч е н и е молярной концентрации продуктов за промежуток времени $\Delta\tau = \tau_2 - \tau_1$.

Изменение концентрации реагентов и продуктов реакции во времени изображают графически (рис. 1). В начальный момент времени ($\tau = 0$) концентрация реагентов наибольшая, а концентрация продуктов равна нулю. В процессе реакции

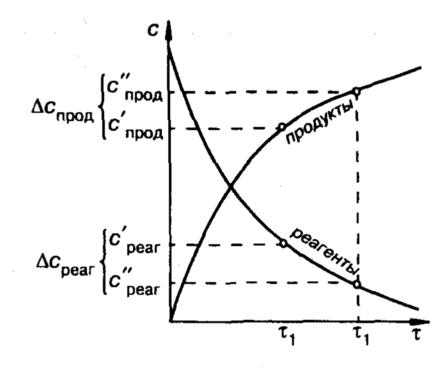


Рис. 1

концентрация реагентов уменьшается, а концентрация продуктов растет.

Для гомогенной реакции $A + B \longrightarrow D$

$$\vec{v} = \frac{\Delta c_A}{\Delta \tau} = \frac{\Delta c_B}{\Delta \tau} = \frac{\Delta c_D}{\Delta \tau}$$

(все стехиометрические коэффициенты равны 1);

для гомогенной реакции $2A \longrightarrow 3D$

$$\vec{v} = \frac{\Delta c_A}{2 \cdot \Delta \tau} = \frac{\Delta c_D}{3 \cdot \Delta \tau}$$

(учет стехиометрических коэффициентов 2 и 3);

для гетерогенной реакции $A_{(г)} + B_{(т)} \longrightarrow D_{(г)}$

$$\vec{v} = \frac{\Delta c_A}{\Delta \tau} = \frac{\Delta c_D}{\Delta \tau}$$

(B — твердое вещество, не имеющее никакой концентрации в газовой фазе).

Пример 1. Расчет скорости реакции по изменению молярной концентрации. Для гомогенной реакции $N + O \longrightarrow NO$ через 51 с после ее начала молярная концентрация азота была 0,52 моль/л, а через 98 с стала 0,41 моль/л. Скорость реакции равна:

$$\vec{v} = \frac{\Delta c_N}{\Delta \tau} = \frac{c'_N - c''_N}{\tau_2 - \tau_1} = \frac{0,52 - 0,41}{98 - 51} = 2,34 \cdot 10^{-3}\,\frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{с}}.$$

Скорость химической реакции зависит от нескольких факторов.

1. *Природа реагентов.* Здесь большую роль играет характер химических связей в соединениях, строение их молекул. Например, выделение водорода цинком из раствора хлороводорода происходит значительно быстрее, чем из раствора уксусной кислоты, так как полярность связи H—Cl больше, чем связи O—H в молекуле CH_3COOH, иначе говоря, из-за того, что HCl — сильный электролит, а CH_3COOH — слабый электролит в водном растворе.

2. *Концентрация реагентов.* Чтобы произошло взаимодействие, частицы реагирующих веществ в гомогенной системе должны столкнуться. Число столкновений пропорционально числу частиц реагирующих веществ в объеме реактора, т. е. их молярным концентрациям.

Установлено, что **скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению молярных концентраций реагентов**, если для реакции необходимо столкновение двух реагирующих молекул (*элементарная реакция*). Эта зависимость носит название *кинетического закона действующих масс* (К. Гулльберг, П. Воге, 1867 г.).

Для элементарной реакции $A + B \longrightarrow ...$ этот закон выражается уравнением

$$\vec{v} = kc_A c_B,$$

где k — коэффициент пропорциональности, называемый *константой скорости реакции*; c_A и c_B — молярные концентрации реагентов.

Константа скорости реакции k зависит от природы реагирующих веществ, температуры, присутствия катализатора, но не зависит от концентраций реагентов и численно равна скорости реакции при условии $c_A \cdot c_B = 1$.

Если одно из реагирующих веществ находится в твердом состоянии, то реакция происходит лишь на поверхности раздела, поэтому концентрация твердого вещества не включается в уравнение кинетического закона действующих масс. Так, для реакции $A_{(г)} + B_{(т)} \longrightarrow ...$

$$\vec{v} = kc_A.$$

Для реакций, уравнения которых не отражают механизма протекания этих реакций, необходимо рассматривать каждую

элементарную стадию отдельно. Тройные и более столкновения ($A + B + B + ... \longrightarrow$) маловероятны, поэтому такие реакции (например, $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$) протекают всегда в несколько элементарных стадий ($A + B \longrightarrow$). Кинетический закон действующих масс применим только к каждой из этих стадий, но не к уравнению химической реакции в целом.

Рассмотрим примеры расчетов по кинетическому закону действующих масс.

Пример 2. Для реакции $SO_2 + O \longrightarrow SO_3$ при концентрации диоксида серы 0,25 моль/л и кислорода 0,56 моль/л скорость реакции равна $2{,}78 \cdot 10^{-3}$ моль/(л · с). Константа скорости этой реакции составляет:

$$k = \frac{\vec{v}}{c(SO_2) \cdot c_O} = \frac{2{,}78 \cdot 10^{-3}}{0{,}25 \cdot 0{,}56} = 0{,}02 \frac{л}{моль \cdot с}.$$

Пример 3. Для реакции $H_2 + O \longrightarrow H_2O$ при увеличении концентраций реагентов в 3 раза скорость реакции возрастет. Во сколько раз?

$$\frac{\vec{v}_2}{\vec{v}_1} = \frac{kc_2(H_2) \cdot c_2(O)}{kc_1(H_2) \cdot c_1(O)} = \frac{[3c_1(H_2)] \cdot [3c_1(O)]}{c_1(H_2) \cdot c_1(O)} = 9 \text{ (раз)}.$$

3. *Температура реакции.* Для газовых реакций известно, что **при повышении температуры на десять градусов** (**$\Delta t = 10$ °C) скорость реакции возрастает в 2—4 раза** (*правило Вант-Гоффа*):

$$\frac{\vec{v}_{t+\Delta t}}{\vec{v}_t} = \gamma^{0,1\,\Delta t},$$

где γ — *температурный коэффициент скорости реакции* ($\gamma = 2—4$).

Например, если реакция при 60 °C протекает полностью за 270 с, а при 80 °C — за 30 с, то температурный коэффициент скорости реакции равен:

$$\gamma = \sqrt[0,1\Delta t]{\frac{\vec{v}_2}{\vec{v}_1}} = \sqrt[0,1\Delta t]{\frac{\Delta c \cdot \Delta\tau_1}{\Delta\tau_1 \cdot \Delta c}} = \sqrt[0,1(t_2 - t_1)]{\frac{\Delta\tau_1}{\Delta\tau_2}} = \sqrt[0,1(80-60)]{\frac{270}{30}} = 3.$$

Для реакций в растворах скорость также увеличивается с ростом температуры и часто в той же мере, как и для газовых реакций. При повышении температуры возрастает число активных молекул, т. е. молекул, которые в момент

столкновения обладают большой энергией и могут образовать продукты реакции.

4. *Поверхность соприкосновения реагентов.* Чем больше поверхность соприкосновения реагирующих веществ, тем быстрее протекает реакция. Поверхность твердых веществ может быть увеличена путем их измельчения, а для растворимых веществ — путем их растворения. Реакции в растворах протекают практически мгновенно.

5. *Катализатор.* Большое влияние на скорость реакции оказывают катализаторы — вещества, увеличивающие скорость реакции (часто от нуля до очень больших значений), но не входящие в состав продуктов. Увеличение скорости реакции под влиянием катализаторов называется *катализом.* Во многих случаях катализаторы образуют с одним из реагирующих веществ промежуточное соединение, которое реагирует с другим исходным веществом, образуя продукт и высвобождая катализатор.

Иногда употребляют отрицательные катализаторы — *ингибиторы*, которые, наоборот, замедляют нежелательные химические реакции (например, коррозию металлов).

ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Химическая реакция называется *обратимой*, если в данных условиях протекает не только прямая реакция ($\longrightarrow$), но также и обратная реакция ($\longleftarrow$), т. е. из исходных веществ образуются продукты и одновременно из продуктов получаются реагенты:

$$a\text{A} + b\text{B} \rightleftarrows c\text{C} + d\text{D}$$

Обратимые реакции не доходят до конца. Концентрации реагентов уменьшаются, что приводит к уменьшению скорости прямой реакции $\vec{v}$. Скорость же обратной реакции $\overleftarrow{v}$ постоянно возрастает, поскольку увеличиваются концентрации продуктов.

Когда скорости прямой и обратной реакций становятся одинаковыми ($\vec{v} = \overleftarrow{v}$), то наступает *состояние равновесия*, при котором не происходит дальнейшего изменения концентраций реагентов и продуктов.

В состоянии равновесия концентрации реагентов и продуктов постоянны; их называют *равновесными концентрациями* и обозначают [A], [B], [C], [D] в отличие от концентраций c_A, c_B, c_C, c_D в любой другой момент времени.

В состоянии равновесия произведение молярных концентраций продуктов в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам, деленное на такое же произведение молярных концентраций исходных веществ, есть величина постоянная при T = const. Это отношение обозначают K_c и называют *константой равновесия* данной реакции:

$$K_c = \frac{[\text{C}]^c[\text{D}]^d}{[\text{A}]^a[\text{B}]^b} = \text{const} \qquad (\text{при } T = \text{const}).$$

Эта зависимость носит название *равновесного закона действующих масс* (К. Гулльберг, П. Воге, 1867 г.).

Значение K_c характеризует состояние равновесия в данной реакции при T = const и определяется соотношением концентраций реагентов и продуктов. Другими словами, величина K_c не зависит от каждой в отдельности равновесной концентрации. Так, если при T = const для реакции

$$N_2 + 3H_2 \rightleftarrows 2NH_3$$

в первом опыте равновесные концентрации равны соответственно 0,4; 1,2 и 0,6 моль/л, а во втором — 1,29; 0,9 и 0,7 моль/л, то

$$K_c(\text{I}) = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3} = \frac{0{,}6^2}{0{,}4 \cdot 1{,}2^3} = 0{,}52,$$

$$K_c(\text{II}) = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3} = \frac{0{,}7^2}{1{,}29 \cdot 0{,}9^3} = 0{,}52 = K_c(\text{I}).$$

Химическое равновесие не означает состояния покоя; прямая и обратная реакции протекают и в состоянии равновесия, но с равной скоростью. Поэтому оно называется *подвижным* (динамическим) равновесием.

Обратимые химические реакции со значением $K_c \gg 1$ протекают преимущественно в сторону продуктов ($\longrightarrow$), со

значениями $K_c \ll 1$ преимущественно в сторону реагентов ($\longleftarrow$), а при значении $K_c = 1$ реакция становится равновероятной.

Критерий состояния равновесия в стандартных условиях — равенство нулю энергии Гиббса реакции:

$$\Delta G^\circ_T = 0, \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = 0, \quad \text{или} \quad \Delta H^\circ = T\Delta S^\circ.$$

Температура, при которой противоположное действие движущих сил — энтальпии ΔH° и энтропии ΔS° реакции уравновешивается, называется *температурой равновероятности реакции* $T_{\rightleftarrows}$:

$$T_{\rightleftarrows} = \frac{\Delta H^\circ}{\Delta S^\circ}.$$

Отметьте, что значение $T_{\rightleftarrows}$ будет иметь физический смысл, т. е. $T_{\rightleftarrows} > 0$, при одинаковых знаках ΔH° и ΔS°, для остальных реакций такая температура отсутствует.

Например, для синтеза аммиака эта температура равна:

$$N_{2(г)} + 3H_{2(г)} \rightleftarrows 2NH_{3(г)}, \; T_{\rightleftarrows} = \frac{-92 \text{ кДж}}{-0{,}201 \text{ кДж/К}} = 458 \text{ К}$$
$$(185\ ^\circ C).$$

Другие примеры:

$$CO_{2(г)} + C_{(т)} \rightleftarrows 2CO_{(г)}, \; T_{\rightleftarrows} = \frac{+173}{+0{,}176} = 983 \text{ К } (710\ ^\circ C);$$

$$CaO_{(т)} + CO_{2(г)} \rightleftarrows CaCO_{3(т)}, \; T_{\rightleftarrows} = \frac{-179}{-0{,}162} = 1105 \text{ К } (832\ ^\circ C).$$

При $T_{\rightleftarrows}$ обе реакции — прямая ($\longrightarrow$) и обратная ($\longleftarrow$) — протекают в равной степени ($K_c = 1$). Однако во многих случаях выход продуктов незначителен, и становится необходимым вмешаться в ход реакции и сместить равновесие в сторону продуктов, если же реакция нежелательная, то, наоборот, попытаться сместить равновесие влево, в сторону реагентов.

Подвижное химическое равновесие можно нарушить, изменяя условия протекания реакции (температуру, давление, концентрацию). При любом нарушении (сдвиге) химического равновесия система перейдет в другое состояние равновесия.

Направление сдвига химического равновесия определяется *принципом Ле-Шателье* (1884 г.):

если на систему, находящуюся в равновесии, оказать внешнее воздействие, то в системе произойдет смещение равновесия, ослабляющее эффект внешнего воздействия.

1. Влияние температуры. Повышение температуры смещает равновесие обратимой реакции в сторону, идущую с поглощением теплоты (эндотермическое направление), а понижение температуры — в сторону, идущую с выделением теплоты (экзотермическое направление).

Например, для экзотермической обратимой реакции увеличение температуры сместит равновесие в сторону реагентов ($\longleftarrow$), а уменьшение температуры будет способствовать протеканию прямой реакции ($\longrightarrow$):

$$aA + bB \underset{\overrightarrow{\text{понижение } T}}{\overset{\overleftarrow{\text{повышение } T}}{\rightleftarrows}} cC + dD + Q$$

Аналогично для эндотермической реакции имеем:

$$aA + bB \underset{\overleftarrow{\text{понижение } T}}{\overset{\overrightarrow{\text{повышение } T}}{\rightleftarrows}} cC + dD - Q$$

Примеры:

$$CaO + CO_2 \rightleftarrows CaCO_3 + 179 \text{ кДж } (\longrightarrow), -T$$
$$CO_2 + C \rightleftarrows 2CO - 173 \text{ кДж } (\longrightarrow), +T$$

Для смещения равновесия вправо ($\longrightarrow$) в первой из реакций реакционную смесь надо охлаждать ($-T$), а во второй — нагревать ($+T$).

Значение K_c обязательно изменится при увеличении и уменьшении температуры, так как значения k прямой и обратной реакций зависят от температуры по-разному (ведь это реакции между разными реагентами). Следовательно, константа равновесия — это функция температуры: $K_c = f(T)$.

2. Влияние давления. Изменение давления оказывает влияние только на те системы, где хотя бы одно вещество находится в газообразном состоянии. Повышение

давления в обратимой реакции смещает равновесие в сторону, идущую с уменьшением количества газообразных веществ, т. е. с уменьшением объема, а понижение давления — в сторону увеличения количества газообразных веществ, т. е. с увеличением объема.

Например, для реакции

$$2A_{(г)} + 4B_{(г)} \rightleftarrows 3D_{(г)}$$

при повышении давления равновесие сместится в сторону прямой реакции ($\longrightarrow$), так как количества веществ слева больше, чем справа (2 моль A + 4 моль B > 3 моль D); при понижении давления равновесие сместится в сторону обратной реакции ($\longleftarrow$).

Аналогично для реакции

$$2NO_{2(г)} \rightleftarrows 2NO_{(г)} + O_{2(г)}$$

влияние давления будет обратным: при повышении давления наблюдается смещение равновесия влево ($\longleftarrow$), а при понижении давления — вправо ($\longrightarrow$).

Изменение давления не вызывает смещения равновесия в системах с равным количеством газообразных веществ в левой и правой частях уравнения. Например, в реакции

$$(Fe^{II}Fe_2^{III})O_{4(т)} + 4H_{2(г)} \rightleftarrows 3Fe_{(т)} + 4H_2O_{(г)}$$

давление не влияет на равновесие, так как 4 моль H_2 = 4 моль H_2O (твердые и нелетучие жидкие вещества не учитываются, поскольку их собственный объем весьма мал по сравнению с объемом газа H_2 и пара H_2O).

3. Влияние концентрации. При увеличении концентрации одного из газообразных веществ (реагента или продукта), находящегося в равновесной системе, равновесие смещается в сторону расхода данного вещества:

$$\xrightarrow{\text{добавление реагента (A или B)}}$$
$$aA_{(г)} + bB_{(г)} \rightleftarrows cC_{(г)} + dD_{(г)}$$
$$\xleftarrow[\text{добавление продукта (C или D)}]{}$$

При уменьшении концентрации вещества равновесие смещается в сторону образования этого вещества; при удалении из реакционной смеси продукта, например D, равновесие сместится вправо ($\longrightarrow$), при удалении реагента, например B, — влево ($\longleftarrow$).

Эти выводы следуют непосредственно из закона действующих масс. Так, для реакции

$$1N_{2(г)} + 3H_{2(г)} \rightleftarrows 2NH_{3(г)}$$

константа равновесия имеет вид:

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3} = \text{const} \qquad (\text{при } T = \text{const}).$$

При добавлении в систему дополнительного количества аммиака NH_3 равновесие смещается влево ($\longleftarrow$), т. е. будет протекать реакция разложения аммиака NH_3 на азот N_2 и водород H_2. Поскольку K_c = const, увеличение числителя (концентрации NH_3) должно сопровождаться увеличением знаменателя концентраций N_2 и H_2).

Концентрации *твердых* веществ не входят в выражение константы равновесия, т. е. твердые вещества не влияют на состояние равновесия. Например, для реакции

$$CaCO_{3(т)} \rightleftarrows CaO_{(т)} + CO_{2(г)}$$

$K_c = [CO_2]$. Следовательно, добавление в систему дополнительного количества карбоната кальция $CaCO_3$ или оксида кальция CaO не повлияет на состояние равновесия этой реакции.

Вопросы и упражнения

1. Химический процесс при p = const сопровождается теплопередачей:

а) от системы во внешнюю среду;

б) из внешней среды в систему.

Укажите энергетические названия тепловых эффектов, знак Q и $\Delta H°$.

2. Система содержит порции веществ А, В и С. Известно, что $t_A = t_B$ и $t_C = t_B$. Одинаковыми ли (да, нет) будут значения t_A и t_C?

3. Два образца металла нагреты до 50 °С и 100 °С соответственно, а затем помещены в изолированный сосуд. Какое значение температуры (по отношению к начальным) станет у обоих образцов через некоторое время?

4. Переходы льда к жидкой воде и водяному пару сопровождаются тепловыми эффектами Q_1 и Q_2 соответственно. Каковы знаки этих эффектов?

5. Для реакции

$$Ca(OH)_2 + 2CO_2 = Ca(HCO_3)_2$$

$\Delta H° = -573$ кДж. Каким будет значение $\Delta H°$ для обратной реакции?

6. Найдите ошибку, допущенную при составлении расчетной формулы по правилу Гесса для реакции

$$3A = 2B, \quad \Delta H° = 3\Delta H°_A - 2\Delta H°_B$$

Напишите правильную формулу.

7. К какому значению стремится энтропия кристалла при $T \to 0$ К?

8. Установите, какому агрегатному состоянию вещества отвечает:

а) минимальное значение энтропии;
б) максимальное значение энтропии.

9. Известны значения стандартной энтропии для иода во всех агрегатных состояниях:

а) 137, б) 261, в) 116 Дж/(К · моль).

Укажите эти состояния.

10. Для какой реакции

а) $A_{(т)} + B_{(т)} = D_{(ж)}$ в) $A_{(г)} + B_{(ж)} = D_{(т)}$
б) $A_{(т)} + B_{(т)} = D_{(г)}$ г) $A_{(г)} + B_{(г)} = D_{(т)}$

значение энтропии будет наибольшим?

11. Какое значение (> 0, < 0, = 0) будет иметь стандартная энергия Гиббса реально протекающей реакции?

12. Определите, возможны ли (да, нет) при 25 °С реакции:

а) $H_2 + 2C + N_2 = 2HCN$, $\Delta G°_{298} = +252$ кДж
б) $C_2H_4 + H_2 = C_2H_6$, $\Delta G°_{298} = -33$ кДж

13. При какой температуре следует проводить реакцию

$$2AgNO_3 = 2Ag + 2NO_2 + O_2,$$

если $\Delta G°_{398} = +63$ кДж и $\Delta G°_{598} = -63$ кДж?

14. Установите, в каком из опытов скорость реакции $A + B \longrightarrow \ldots$ выше, если:

а) $c'_A = 0{,}04$ моль/л, $c''_A = 0{,}02$ моль/л, $\Delta\tau = 20$ с;
б) $c'_A = 0{,}08$ моль/л, $c''_A = 0$, $\Delta\tau = 60$ с.

15. Определите, в каком из опытов скорость реакции $A + B \longrightarrow D$ выше, если за промежуток времени 40 с:

а) $c'_{прод} = 0{,}02$ моль/л, $c''_{прод} = 0{,}08$ моль/л;
б) $c'_{прод} = 0{,}01$ моль/л, $c''_{прод} = 0{,}09$ моль/л.

16. Составьте выражения кинетического закона действующих масс для гомогенных реакций:

а) $H_2 + O \longrightarrow H_2O$ в) $2NO_2 \longrightarrow N_2O_4$
б) $CO + Cl_2 \longrightarrow CCl_2O$ г) $CH_4 + CO_2 \longrightarrow 2CO + 2H_2$

17. Составьте выражения кинетического закона действующих масс для гетерогенных реакций:

а) $C_{(т)} + CO_{2(г)} \longrightarrow 2CO$
б) $FeO_{(т)} + CO_{(г)} \longrightarrow Fe + CO_2$

18. В сосудах одинакового объема проводится получение HCl, HBr и HI из простых веществ. С одинаковой ли (да, нет) скоростью протекают реакции, если через 60 с после начала реакций образуется 18,25 г HCl; 40,5 г HBr и 64 г HI?

19. В сосудах одинакового объема проводят получение HCl, HBr и HI из простых веществ. С одинаковой ли (да, нет) скоростью протекают реакции, если через 20 с после начала реакций образуется по 40 г каждого газа?

20. Во сколько раз изменится скорость реакций

а) $A \longrightarrow ...$, б) $2A \longrightarrow ...$, в) $A + B \longrightarrow ...$

при увеличении молярной концентрации исходного вещества А в 5 раз?

21. Составьте выражение правила Вант-Гоффа для скорости некоторой реакции при t_2, если известны скорость той же реакции при t_1 ($< t_2$) и температурный коэффициент, равный 2,5.

22. Во сколько раз изменится скорость реакции $\vec{v}_2$ по сравнению со скоростью $\vec{v}_1$ (температурный коэффициент 4) при:

а) $t_2 - t_1 = 20$ °C, б) $t_2 - t_1 = 40$ °C?

23. В двух опытах за 60 с выделилось 6,72 л (н. у.) и 3 г водорода соответственно. Во сколько раз скорость первого опыта отличается от скорости второго и каково это отличие (больше, меньше)?

24. Составьте выражения равновесного закона действующих масс для гомогенных реакций:

а) $4HCl + O_2 \rightleftarrows 2Cl_2 + 2H_2O$

б) $2H_2S + 3O_2 \rightleftarrows 2H_2O + 2SO_2$

в) $4NH_3 + 3O_2 \rightleftarrows 2N_2 + 6H_2O$

г) $2C_2H_6 + 7O_2 \rightleftarrows 4CO_2 + 6H_2O$

25. Составьте выражения равновесного закона действующих масс для гетерогенных реакций:

а) $Si_{(т)} + 2H_2O_{(г)} \rightleftarrows SiO_{2(т)} + 2H_{2(г)}$

б) $8H_2S_{(г)} + 8I_{2(т)} \rightleftarrows S_{8(т)} + 16HI_{(г)}$

26. Укажите ошибки, допущенные при составлении выражения равновесного закона действующих масс для гомогенной реакции

$$4NH_3 + 5O_2 \rightleftarrows 4NO + 6H_2O$$

а) $\dfrac{[NO][H_2O]}{[NH_3][O_2]}$; б) $\dfrac{[NH_3]^4[O_2]^5}{[NO]^4[H_2O]^6}$; в) $\dfrac{[HO]^4 + [H_2O]^6}{[NH_3]^4 + [O_2]^5}$.

27. Укажите ошибки, допущенные при составлении выражения равновесного закона действующих масс для гетерогенной реакции

$$2C_2H_{2(г)} + O_{2(г)} \rightleftarrows 4C_{(т)} + 2H_2O_{(г)}$$

а) $\dfrac{[H_2O]^2}{[C_2H_2][O_2]}$; б) $\dfrac{[C_2H_2]^2[O_2]}{[H_2O]^2}$; в) $\dfrac{[H_2O]^2[C]^4}{[C_2H_2]^2[O_2]}$.

28. Укажите, какие вещества — реагенты или продукты — будут преобладать в равновесной смеси для реакций:

а) $2NH_3 + 3Cl_2 \rightleftarrows N_2 + 6HCl$, $K_c = 0{,}008$;

б) $CS_2 + 2Cl_2 \rightleftarrows CCl_4 + 2S$, $K_c = 1$;

в) $2CH_4 + 3O_2 + 2NH_3 \rightleftarrows 2HCN + 6H_2O$, $K_c = 624$.

29. Известны значения K_c реакции $H_2 + I_2 \rightleftarrows 2HI$ для двух значений температуры: 0,68 (t_1) и 74,2 ($t_2 > t_1$). Каким энергетическим эффектом сопровождается эта реакция?

30. Определите, как повлияет повышение температуры на состояние равновесия реакций:

а) $CO + H_2O \rightleftarrows CO_2 + H_2 + Q$

б) $N_2O_4 \rightleftarrows 2NO_2 - Q$

31. Установите, в каком направлении сместится при понижении давления равновесие реакций:

а) $2NO_{(г)} + O_{2(г)} \rightleftarrows 2NO_{2(г)}$

б) $H_{2(г)} + Br_{2(г)} \rightleftarrows 2HBr_{(г)}$

в) $C_{(т)} + CO_{2(г)} \rightleftarrows 2CO_{(г)}$

г) $BaCO_{3(г)} \rightleftarrows BaO_{(т)} + CO_{2(г)}$

32. Для реакции

$$4NH_3 + 3O_2 \rightleftarrows 2N_2 + 6H_2O_{(ж)} - Q$$

определите, в каком направлении сместится равновесие:

а) при понижении температуры;

б) при понижении давления;

в) при увеличении концентрации N_2;

г) при увеличении концентрации воды.

33. Определите, в какую сторону сместится равновесие реакции

$$SO_2 + 2H_2S \rightleftarrows 3S_{(т)} + 2H_2O_{(г)}$$

при следующих внешних воздействиях:

а) увеличение концентрации сероводорода;
б) увеличение концентрации диоксида серы;
в) уменьшение концентрации водяного пара;
г) уменьшение количества серы.

34. Установите, действием каких факторов:

а) температура
б) давление
в) концентрация реагента
г) концентрация продукта

можно увеличить выход монооксида углерода в реакции

$$C_{(т)} + CO_{2(г)} \rightleftarrows 2CO_{(г)} - 173\text{ кДж}$$

Ответы

1. а) *Экзо*-эффект, $+Q$, $-\Delta H°$; б) *эндо*-эффект, $-Q$, $+\Delta H°$. **2.** Да. **3.** 50 °C < t < 100 °C. **4.** $Q_1 < 0$, $Q_2 < 0$. **5.** $\Delta H° = +573$ кДж. **6.** $2\,\Delta H°_В - 3\,\Delta H°_А$. **7.** $S° \longrightarrow 0$ кДж/К. **8.** а) Твердое; б) газообразное. **9.** а) Жидкое; б) газообразное; в) твердое. **10.** Реакция (б). **11.** Меньше нуля. **12.** а) Нет; б) да. **13.** При 598 К (325 °C). **14.** Скорость реакции выше в опыте (а). **15.** Скорость реакции выше в опыте (б). **16.** а) $kc(H_2)c_O$; б) $kc_{CO}c(Cl_2)$; в) $kc^2(NO_2)$; г) $kc(CH_4)c(CO_2)$. **17.** а) $kc(CO_2)$; б) $kc(CO)$. **18.** Да. **19.** Нет. **20.** Увеличится: а) в 5 раз; б) в 25 раз; в) в 5 раз. **21.** $\vec{v}_2 = \vec{v}_1 \cdot 2{,}5^{0,1(t_2 - t_1)}$. **22.** а) В 16 раз; б) в 256 раз. **23.** В 5 раз больше. **24.** а) $\frac{[Cl_2]^2[H_2O]^2}{[HCl]^4[O_2]}$; б) $\frac{[H_2O]^2[SO_2]^2}{[H_2S]^2[O_2]^3}$; в) $\frac{[N_2]^2[H_2O]^6}{[NH_3]^4[O_2]^3}$; г) $\frac{[CO_2]^4[H_2O]^6}{[C_2H_6]^2[O_2]^7}$. **25.** а) $\frac{[H_2]^2}{[H_2O]^2}$; б) $\frac{[HI]^{16}}{[H_2S]^8}$. **28.** а) Реагенты; б) ни те, ни другие (равновероятное состояние); в) продукты. **29.** *Эндо*-эффектом. **30.** а) Смещение влево; б) смещение вправо. **31.** а) Влево; б) не сместится; в) вправо; г) вправо. **32.** а) Влево; б) влево; в) влево; г) не сместится. **33.** а) Вправо; б) вправо; в) вправо; г) не сместится. **34.** а) Нагревание; б) изменение давления не влияет; в) увеличение; г) уменьшение.

5. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И СТРОЕНИЕ АТОМА

Открытие Д. И. Менделеевым Периодического закона. Формулировка Периодического закона. Периодическая система элементов. Элементы, предсказанные Менделеевым. Значение Периодического закона.

Периоды и группы Периодической системы. Малые и большие периоды, главные и побочные подгруппы. Элементы с металлическими и неметаллическими свойствами, их положение в Периодической системе. Короткопериодная и длиннопериодная формы Периодической системы.

Основные этапы развития представлений о строение атома.

Строение электронных оболочек атомов. Энергетические уровни, подуровни, атомные *s*-, *p*- и *d*-орбитали. Число атомных орбиталей на *s*-, *p*- и *d*-подуровнях.

Распределение электронов по энергетическим уровням и подуровням; принцип минимума энергии, принцип Паули и правило Хунда. Неспаренные электроны, электронные пары. Электронные конфигурации элементов 1—4 периодов. Валентные электроны. Секции *s*-, *p*- и *d*-элементов в Периодической системе.

Современная формулировка Периодического закона. Физический смысл порядкового номера. Характеристика элемента по его положению в Периодической системе и строению атома.

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН

Основной закон химии — Периодический закон — был открыт Д. И. Менделеевым в то время, когда атом считался неделимым и о его внутреннем строении ничего не было известно. В основу Периодического закона Д. И. Менделеев положил атомные массы (ранее — атомные веса) и химические свойства элементов. Расположив 63 известных в то время элемента в порядке возрастания их атомных масс, Д. И. Менделеев получил естественный ряд химических элементов, в котором он обнаружил *периодическую повторяемость* химических свойств. Например, свойства типичного металла лития Li повторялись у элементов натрия Na и калия K, свойства типичного неметалла фтора F — у элементов хлора Cl, брома Br, иода I и т. д.

У некоторых элементов Д. И. Менделеев не обнаружил химических аналогов (например, у алюминия Al и кремния Si),

поскольку такие элементы были еще неизвестны в то время. Для них он оставил пустые места и на основе периодической повторяемости предсказал их химические свойства. После открытия соответствующих элементов (например, аналога алюминия — галлия Ga, аналога кремния — германия Ge) предсказания Д. И. Менделеева полностью подтвердились.

Периодический закон в формулировке Д. И. Менделеева:

свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомных весов элементов.

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА

На основе Периодического закона Д. И. Менделеев создал *Периодическую систему химических элементов* (см. форзац). Она состоит из 7 периодов и 8 групп.

Периоды — это горизонтальные ряды таблицы, они подразделяются на малые и большие. В *малых периодах* находится 2 элемента (1-й период) или 8 элементов (2-й, 3-й периоды), в *больших периодах* — 18 элементов (4-й, 5-й периоды) или 32 элемента (6-й период), 7-й период пока не закончен. Каждый период начинается с типичного металла, а заканчивается типичным неметаллом и благородным газом.

Вертикальные столбцы называются *группами* элементов. Каждая группа делится на две подгруппы (главную и побочную). *Подгруппа* — это совокупность элементов, являющихся безусловными химическими аналогами; часто элементы подгруппы обладают высшей степенью окисления, отвечающей номеру группы. Например, элементам подгрупп бериллия и цинка (главная и побочная подгруппы II группы) отвечает высшая степень окисления (+II), элементам подгруппы азота и ванадия (V группа) — высшая степень окисления (+V).

В главных подгруппах химические свойства элементов могут меняться в широком диапазоне: от *неметаллических* к *металлическим* (например, в главной подгруппе V группы азот — неметалл, а висмут — металл). В побочных подгруппах свойства элементов меняются не так резко, например, элементы побочной подгруппы IV группы — титан, цирконий, гафний — весьма схожи по своим свойствам (особенно два последних элемента).

В Периодической системе типичные *металлы* расположены в I группе (Li—Fr), II (Mg—Ra) и III (In, Tl). *Неметаллы* расположены в группах VII (F—At), VI (O—Te), V (N—As), IV (C, Si) и III (B). Некоторые элементы главных подгрупп (бериллий Be, алюминий Al, германий Ge, сурьма Sb, полоний Po и др.), а также многие элементы побочных подгрупп проявляют как металлические, так и неметаллические свойства (явление *амфотерности*).

Для некоторых главных подгрупп применяют групповые названия: I (Li—Fr) — *щелочные металлы*, II (Ca—Ra) — *щелочноземельные металлы*, VI (O—Po) — *халькогены*, VII (F—At) — *галогены*, VIII (He—Rn) — *благородные газы*.

Форма Периодической системы, предложенная Д. И. Менделеевым, называется *короткопериодной* или классической. В настоящее время все шире используется другая форма Периодической системы — *длиннопериодная*, в которой все периоды — малые и большие — вытянуты в длинные ряды, начинающиеся щелочным металлом и заканчивающиеся благородным газом (см. форзац). Каждая вертикальная последовательность элементов называется группой, она нумеруется римской цифрой от I до VIII и русской буквой А или Б. Например, IA-группа — это щелочные металлы (т. е. главная подгруппа I группы в короткопериодной форме), а IБ-группа — это элементы медь, серебро и золото (т. е. побочная подгруппа I группы); аналогично VIA-группа — это халькогены, а VIБ-группа — это элементы хром, молибден и вольфрам. Таким образом, главные подгруппы — это А-группы в длиннопериодной форме, а побочные подгруппы — это Б-группы; номера групп в обеих формах Периодической системы совпадают.

Периодический закон Д. И. Менделеева и Периодическая система элементов стали основой современной химии.

СТРОЕНИЕ АТОМОВ ЭЛЕМЕНТОВ 1—4 ПЕРИОДОВ

В конце XIX — начале XX в. физики доказали, что атом является сложной частицей и состоит из более простых (элементарных) частиц. Были обнаружены:

а) катодные лучи (Дж.-Дж. Томсон, 1897 г.), частицы которых получили название *электронов* (несут единичный отрицательный заряд);

б) естественная радиоактивность элементов (А. Беккерель, П. и М. Кюри, 1896 г.) и существование *α-частиц* (ядер гелия He^{2+});

в) наличие у атома положительно заряженной частицы, названной *ядром* (Э. Резерфорд, 1911 г.);

г) искусственное превращение одного элемента в другой, например азота в кислород (Э. Резерфорд, 1919 г.). Из ядра атома одного элемента (азота в опыте Резерфорда) при соударении с α-частицей образовывались ядро атома другого элемента (кислорода) и новая частица, несущая единичный положительный заряд и названная *протоном* (ядро H^+);

д) наличие в ядре атома электронейтральных частиц — *нейтронов* (Дж. Чедвик, 1932 г.).

Было установлено, что в атоме каждого элемента присутствуют протоны, нейтроны и электроны, причем протоны и нейтроны сосредоточены в ядре атома, а электроны — на его периферии (в *электронной оболочке*). Число протонов в ядре равно числу электронов в оболочке атома и отвечает *порядковому номеру* этого элемента в Периодической системе.

Электронная оболочка любого атома представляет собой сложную систему. Она делится на подоболочки с разной энергией (*энергетические уровни*); уровни, в свою очередь, подразделяются на *подуровни*, а подуровни геометрически изображаются *атомными орбиталями*, которые могут различаться формой и размерами. В зависимости от формы атомные орбитали обозначаются буквами *s, p, d* и др. Формы *s*-орбитали и трех *p*-орбиталей представлены на рис. 2, *d*-орбитали имеют более сложную форму и здесь не показаны.

Атомная *s*-орбиталь первого энергетического уровня обозначается 1*s*, второго — 2*s* и т. д., такая орбиталь в каждом уровне о д н а. Со второго энергетического уровня появляются *p*-орбитали, их всего т р и в каждом (втором и следующих) уровне, и они

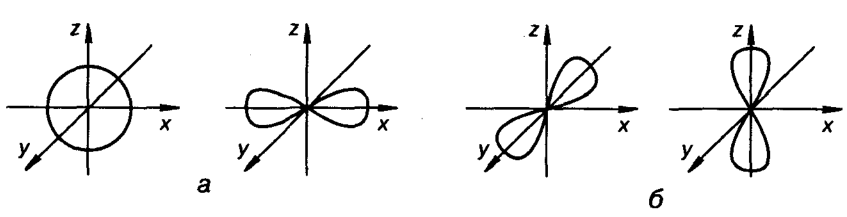


Рис. 2

представляют собой *p*-подуровни. С третьего энергетического уровня появляется *d*-подуровень (п я т ь *d*-орбиталей).

На каждой атомной орбитали может размещаться максимально по д в а электрона (*принцип Паули*). Электроны заполняют атомные орбитали, начиная с подуровня с меньшей энергией (*принцип минимума энергии*). Последовательность в нарастании энергии подуровней определяется рядом:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s \ldots$$

При наличии орбиталей с одинаковой энергией (например, трех *p*-орбиталей одного подуровня) каждая орбиталь заселяется вначале одним электроном (и поэтому на *p*-подуровне не может быть более трех неспаренных электронов), а затем уже вторым, с образованием *электронных пар* (*правило Хунда*).

Электроны в атоме занимают самые энергетически выгодные (с минимальной энергией) атомные орбитали. Для изображения *электронной конфигурации* атома нужно распределить его электроны по подуровням (рис. 3, каждой атомной

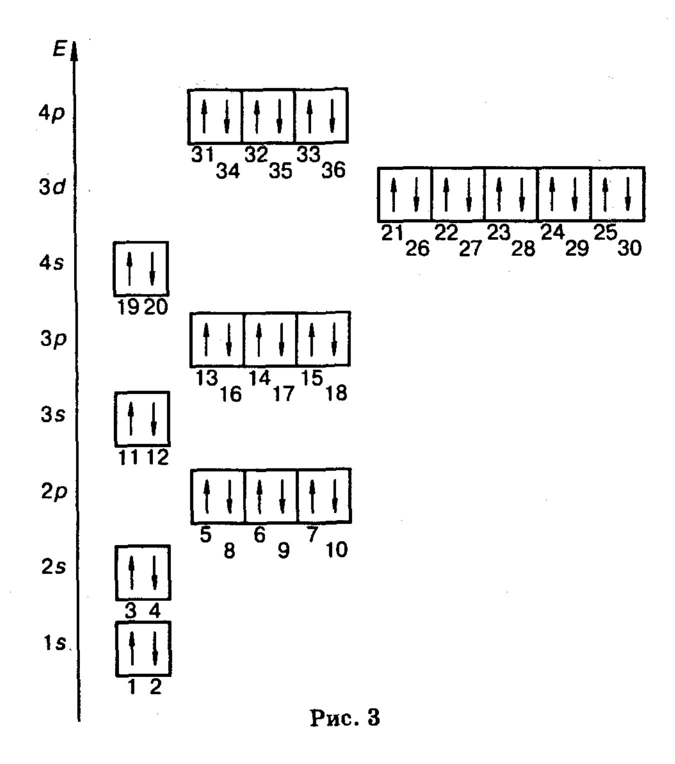


Рис. 3

орбитали отвечает ячейка) в соответствии с тремя указанными правилами заполнения. *Электронные формулы* атомов (полные и сокращенные) записывают следующим образом:

$_1H = 1s^1$

$_2He = 1s^2$

$_3Li = 1s^22s^1 = [_2He]2s^1$

$_8O = 1s^22s^22p^4 = [_2He]2s^22p^4$

$_{13}Al = 1s^22s^22p^63s^23p^1 = [_{10}Ne]3s^23p^1$

$_{17}Cl = 1s^22s^22p^63s^23p^5 = [_{10}Ne]3s^23p^5$

$_{20}Ca = 1s^22s^22p^63s^23p^64s^2 = [_{18}Ar]4s^2$

$_{21}Sc = 1s^22s^22p^63s^23p^63d^14s^2 = [_{18}Ar]3d^14s^2$

$_{24}Cr = 1s^22s^22p^63s^23p^63d^54s^1 = [_{18}Ar]3d^54s^1$, а не $3d^44s^2$(!)

$_{25}Mn = 1s^22s^22p^63s^23p^63d^54s^2 = [_{18}Ar]3d^54s^2$

$_{29}Cu = 1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^1 = [_{18}Ar]3d_1{}^04s^1$, а не $3d^94s^2$(!)

$_{30}Zn = 1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^2 = [_{18}Ar, 3d^{10}]4s^2$

$_{33}As = 1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^3 = [_{18}Ar, 3d^{10}]4s^24p^3$

Здесь приведены примеры для элементов первых четырех периодов, читателям рекомендуется составить полный список элементов от водорода до криптона.

СТРОЕНИЕ АТОМА И ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ЭЛЕМЕНТОВ

Из рассмотрения электронных конфигураций атомов видно, что элементы VIIIA-группы (He, Ne, Ar и др.) имеют з а в е р ш е н н ы е *s*- и *p*-подуровни одновременно (s^2p^6), такие конфигурации обладают высокой устойчивостью и обеспечивают химическую пассивность благородных газов. В атомах остальных элементов внешние *s*- и *p*-подуровни — н е з а в е р ш е н н ы е, они и показаны в сокращенных электронных конфигурациях, например $_{17}Cl = [_{10}Ne]3s^23p^5$ (символ благородного газа отвечает сумме заполненных предыдущих подуровней, т. е. $_{10}Ne = 1s^22s^22p^6$). Незавершенные подуровни и электроны на них иначе называются *валентными*, так как именно они могут участвовать в образовании химических связей между атомами.

Электронная конфигурация атома элемента определяет свойства этого элемента в Периодической системе. **Число энергетических уровней атома данного элемента равно номеру периода, а число валентных электронов атома — номеру группы,** к которым относится элемент. Если валентные электроны расположены только на атомной *s*-орбитали, то элементы относятся к секции *s-элементов* (IA-, IIA-группы); если они расположены на *s*- и *p*-орбиталях, то элементы относятся к секции *p-элементов* (от IIIA- до VIIIA-группы).

Водород H ($1s^1$) всегда рассматривают отдельно как первый элемент Периодической системы, а гелий He ($1s^2$) причисляют к VIIIA-группе ввиду подобия химических свойств всех благородных газов.

В соответствии с энергетической последовательностью подуровней, начиная с элемента скандий Sc, в Периодической системе появляются Б-группы, а у атомов этих элементов заполняется *d*-подуровень предыдущего уровня (см. выше примеры электронных конфигураций Sc, Cr, Mn, Cu и Zn). Такие элементы называются *d-элементами* (*переходными элементами*), их в каждом периоде десять, например, в 4-м периоде это элементы от Sc до Zn.

В атомах Cr и Cu вследствие близости энергий 4*s*- и 3*d*-подуровней происходит переход одного электрона с 4*s*-орбитали на 3*d*-орбиталь. В атомах *d*-элементов 4-го периода валентные электроны расположены уже не только на внешних подуровнях, но и на внутреннем 3*d*-подуровне; например, у атома марганца (VIIБ-группа) с конфигурацией $[_{18}Ar]3d^54s^2$ все семь электронов (d^5s^2) валентные. У атома цинка ($_{30}Zn = [_{18}Ar, 3d^{10}]4s^2$) 3*d*-подуровень заполнен полностью и валентными являются только внешние два 4*s*-электрона ($4s^2$).

Атомы типичных **металлов** легко о т д а ю т свои валентные электроны (полностью или частично) и становятся *простыми катионами*, например:

$K\ (4s^1) \longrightarrow K^+\ (4s^0)$	$Fe\ (3d^64s^2) \longrightarrow Fe^{2+}\ (3d^64s^0)$
$Ca\ (4s^2) \longrightarrow Ca^{2+}\ (4s^0)$	$Fe\ (3d^64s^2) \longrightarrow Fe^{3+}\ (3d^54s^0)$
$Al\ (3s^23p^1) \longrightarrow Al^{3+}\ (3s^03p^0)$	$Cu\ (3d^{10}4s^1) \longrightarrow Cu^{2+}\ (3d^94s^0)$
$Cr\ (3d^54s^1) \longrightarrow Cr^{3+}\ (3d^34s^0)$	$Zn\ (4s^2) \longrightarrow Zn^{2+}\ (4s^0)$

Электроны удаляют с п р а в а н а л е в о по формуле; в электронной конфигурации орбитали освобождаются полно-

стью и поочередно в соответствии с формулой. Например, у иона Cr^{3+} вначале удаляют 4*s*-электрон, а затем два из пяти неспаренных 3*d*-электронов.

Атомы типичных **неметаллов** легко принимают дополнительные электроны на валентные подуровни (до восьми внешних электронов) и становятся *простыми анионами*, например:

$$N\,(2s^22p^3) \longrightarrow N^{3-}\,(2s^22p^{3+3})$$
$$O\,(2s^22p^4) \longrightarrow O^{2-}\,(2s^22p^{4+2})$$
$$F\,(2s^22p^5) \longrightarrow F^-\,(2s^22p^{5+1})$$
$$S\,(3s^23p^4) \longrightarrow S^{2-}\,(3s^23p^{4+2})$$
$$Br\,(4s^24p^5) \longrightarrow Br^-\,(4s^24p^{5+1})$$

Дополнительные электроны указываются через знак «плюс» ($4p^{5+1}$).

Таким образом, электронное строение атомов всех элементов можно вывести из положения элементов в Периодической системе. В ряду элементов с последовательно возрастающим порядковым номером (числом электронов, зарядом ядра) аналогичные электронные конфигурации атомов периодически повторяются. Эти периодически повторяющиеся изменения электронных конфигураций атомов объясняют периодическое изменение свойств элементов, т. е. Периодический закон Д. И. Менделеева.

Теория строения атома дает физическое обоснование порядковому номеру элемента и самому Периодическому закону, позволяет объяснить его основные положения и выводы. Современная формулировка *Периодического закона*:

свойства элементов находятся в периодической зависимости от порядкового номера.

Значение Периодического закона и Периодической системы Д. И. Менделеева трудно переоценить. Менделеев основывался на единственном известном в то время физическом свойстве элементов — атомной массе. Но, в отличие от других ученых того времени (например, Л. Мейера), Менделеев придавал большое значение химической характеристике элементов — *химическим свойствам*. Именно это Д. И. Менделеев в основном учитывал при выборе места элемента в Периодической системе.

Насколько гениальным было открытие Менделеева, можно судить по тому, что в то время представления о молекулах и атомах только начинали утверждаться. Атом все еще считался неделимой частицей, о его внутреннем строении ничего не было известно. Периодическая система элементов сама послужила основой для изучения строения атома. Сегодня она рассматривается как естественнонаучная классификация элементов по электронному строению их атомов.

При создании Периодической системы Менделееву было известно только 63 элемента, в настоящее время в Периодической системе уже 116 элементов, 109 из которых имеют названия — от *водорода* H до *мейтнерия* Mt. Все элементы, открытые после создания Д. И. Менделеевым Периодической системы, как обнаруженные в природе, так и полученные искусственно, заняли свое естественное место в Периодической системе.

В 1969 г. выдающийся русский педагог и ученый, профессор К. В. Астахов написал замечательные слова:

«По сути дела, Периодический закон является основным законом химии, а химию как таковую можно считать наукой, изучающей химические элементы и их свойства. Открытие Периодического закона ознаменовало начало современного нам этапа развития химии; сегодня химия развивается под флагом Периодического закона...

Вся неорганическая химия — это иллюстрация Периодического закона».

Вопросы и упражнения

1. По короткопериодной форме Периодической системы опишите положение (группа, подгруппа, период) элементов с порядковыми номерами 11, 13, 16, 19, 20, 25, 29 и 35.

2. Укажите обозначения периода и группы для элементов, перечисленных в упр. 1, в длиннопериодной форме Периодической системы.

3. Какие элементы (название и символ) в 3-м и 4-м периодах можно отнести к типичным металлам и типичным неметаллам?

4. Как изменяются свойства элементов IVA- и VIA-групп с ростом порядкового номера?

5. Распределите следующие элементы по группам длиннопериодной формы Периодической системы и приведите их групповые названия:

цезий, селен, магний, иод, аргон, натрий, кислород, литий, гелий, барий, сера, бром, неон, кальций, рубидий, ксенон, полоний, радий, фтор, радон, хлор, астат, криптон, калий, франций, стронций, теллур.

6. В короткопериодной форме Периодической системы элементы находятся:

а) в главных подгруппах II, V, VIII групп;
б) в побочных подгруппах I, IV и VII групп.

Приведите номера их групп в длиннопериодной форме Периодической системы.

7. Изобразите в соответствии с рис. 3 электронные конфигурации атомов *sp*-элементов: кремний, сера, калий, бром, азот, магний и бор; напишите их электронные формулы (полностью и сокращенно). Укажите незавершенные подуровни и число валентных электронов.

8. Аналогичное задание (см. упр. **7**) для *d*-элементов: железо, титан, никель, ванадий и кобальт.

9. Элементы:

астат, барий, теллур, рубидий, сурьма, стронций, олово, иод, индий, цезий, висмут, франций, таллий, полоний, свинец

распределите по секциям *s*- и *p*-элементов, постройте их электронные конфигурации и напишите электронные формулы (полные и сокращенные). Укажите незавершенные подуровни и число валентных электронов.

10. Назовите элементы (с указанием символа, порядкового номера, группы и периода), атомы которых имеют следующие электронные формулы:

а) $1s^22s^22p^63s^23p^6$
б) $1s^22s^22p^5$
в) $1s^22s^22p^63s^2$
г) $1s^22s^22p^63s^23p^63d^54s^1$
д) $1s^22s^22p^63s^23p^63d^74s^2$
е) $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^6$

Постройте электронные конфигурации незавершенных подуровней, укажите их число, а также число неспаренных электронов и электронных пар на этих подуровнях.

11. Назовите элементы (с указанием символа, порядкового номера, группы и периода), атомы которых имеют следующие сокращенные электронные формулы:

а) $2s^22p^3$
б) $3s^23p^4$
в) $4s^24p^2$
г) $4s^24p^5$
д) $3d^24s^2$
е) $3d^64s^2$

Постройте полные электронные конфигурации, укажите общее число подуровней, заполненных хотя бы одним электроном, а также число неспаренных электронов и электронных пар в электронной оболочке.

12. Напишите полные и сокращенные электронные формулы атомов элементов по указанным координатам в Периодической системе:

а) 3-й период, IA-группа
б) 4-й период, VA-группа
в) 4-й период, VIIБ-группа
г) 2-й период, IVA-группа
д) 4-й период, VБ-группа
е) 3-й период, IIIA-группа

Постройте электронные конфигурации незавершенных подуровней и укажите число электронных пар и неспаренных электронов на них.

13. Составьте полные и сокращенные электронные формулы, изобразите электронные конфигурации для катионов металлов:

$Li \longrightarrow Li^+$ $Mg \longrightarrow Mg^{2+}$ $Al \longrightarrow Al^{3+}$ $Mn \longrightarrow Mn^{2+}$
$Na \longrightarrow Na^+$ $Ca \longrightarrow Ca^{2+}$ $Cr \longrightarrow Cr^{3+}$ $Ni \longrightarrow Ni^{2+}$
$K \longrightarrow K^+$ $Ba \longrightarrow Ba^{2+}$ $Bi \longrightarrow Bi^{3+}$ $Zn \longrightarrow Zn^{2+}$

14. Аналогичное задание (см. упр. **13**) для анионов неметаллов:

$N \longrightarrow N^{3-}$ $Si \longrightarrow Si^{4-}$ $Cl \longrightarrow Cl^-$
$O \longrightarrow O^{2-}$ $P \longrightarrow P^{3-}$ $Br \longrightarrow Br^-$
$F \longrightarrow F^-$ $S \longrightarrow S^{2-}$ $I \longrightarrow I^-$

15. Объясните, почему не существуют:

а) простые катионы Na^{2+}, Be^{3+}, Al^{4+}, Zn^{3+}
б) простые анионы Cl^{2-}, S^{3-}, N^{4-}, Si^{5-}

16. Составьте молекулярные формулы высших оксидов элементов с порядковыми номерами 16, 17, 31, 37, 50, 51, 56 и 75.

17. Составьте молекулярные формулы водородных соединений элементов с порядковыми номерами 32, 33, 34 и 35.

18. Составьте молекулярные формулы гидроксидов элементов с порядковыми номерами 5, 38, 39, 48, 52 и 55.

19. Сообразуясь с положением элементов в Периодической системе, составьте молекулярные формулы соединений:

натрия с селеном	магния с азотом
кальция с иодом	лития с водородом
галлия с серой	кремния с бромом

20. В соответствии с положением элементов в Периодической системе составьте молекулярные формулы соединений элементов 2-го периода — гидрида, нитрида, оксида, сульфида, фторида и хлорида, имеющих наименьшие из возможных молярные массы.

21. При нормальных физических условиях только 11 элементов в свободном виде являются газами и 2 элемента — жидкостями. Укажите названия и символы этих элементов.

22. Какие простые вещества, являющиеся в обычных условиях: а) газом, б) жидкостью и в) твердым телом, самые легкие в этих условиях?

Ответы

15. Завершенные подуровни устойчивы и не изменяют своего числа электронов. **16.** SO_3, Cl_2O_7, Ga_2O_3, Rb_2O, SnO_2, Sb_2O_5, BaO, Re_2O_7. **17.** GeH_4, AsH_3, H_2Se, HBr. **18.** $B(OH)_3$, $Sr(OH)_2$, $Y(OH)_3$, $Cd(OH)_2$, H_6TeO_6, CsOH. **19.** Na_2Se, CaI_2, Ga_2S_3, Mg_3N_2, LiH, $SiBr_4$. **20.** LiH, BN, BeO, BeS, LiF, LiCl. **21.** Газы H, He, N, O, F, Ne, Cl, Ar, Kr, Xe, Rn; жидкости Br, Hg. **22.** а) H_2; б) Br_2; в) Li.

6. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ МОЛЕКУЛ

Общее представление о химической связи. Частицы, участвующие в образовании химической связи. Электроотрицательность элементов в соединениях.

Типы химической связи. Ковалентная связь, ее образование.

Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи.

Электронные формулы молекул.

Полярность ковалентной связи. Валентность с позиции строения молекул. Степень окисления.

Понятие о гибридизации атомных орбиталей; σ- и π-связи. Геометрические формы молекул. Полярные и неполярные молекулы.

Ионная связь. Металлическая связь. Ионные, молекулярные и атомные кристаллические решетки. Водородная связь.

По современным представлениям химическая связь между атомами имеет электростатическую природу. Под *химической связью* понимают **электрические силы притяжения, удерживающие частицы друг около друга.** Частицы, которые принимают участие в образовании химических связей, могут быть атомами, молекулами или ионами. Каждая химическая связь представляется в *структурных формулах* валентной чертой, например:

H—H — связь между двумя атомами водорода

$H_3N—H^+$ — связь между атомом азота молекулы аммиака и катионом водорода

$(K^+)—(I^-)$— связь между катионом калия и иодид-ионом

Химическая связь образуется парой электронов (••), которая в *электронных формулах* сложных частиц (молекул, сложных ионов) обычно заменяется валентной чертой, в отличие от собственных, неподеленных электронных пар атомов, например:

:F̤̈—F̤̈:   H—C̤̈l: H—N̈—H (с H внизу)   :Ö=C—Ö:

Химическая связь называется *ковалентной связью*, если она образована путем обобществления пары электронов обоими атомами (Г.-Н. Льюис, 1916 г.).

Атомы, вступающие в химическую связь, могут отвечать одинаковой или разной *электроотрицательности* элементов, т. е. способности удерживать около себя электроны (см. приложение 1). Неметаллы обладают высокой электроотрицательностью, металлы — низкой электроотрицательностью. В каждом периоде Периодической системы электроотрицательность элементов увеличивается при возрастании порядкового номера (слева направо), в каждой группе Периодической системы электроотрицательность уменьшает-

ся при возрастании порядкового номера (сверху вниз). Элемент **фтор** F обладает наивысшей, а элемент **цезий** Cs — наинизшей электроотрицательностью среди элементов 1—6 периодов.

Общая электронная пара между двумя атомами не всегда находится в равном владении обоими атомами. В молекуле F_2 оба атома фтора имеют одинаковую электроотрицательность, следовательно, обладание электронной парой для них одинаково. Такую химическую связь называют *неполярной*, так как у каждого атома фтора *электронная плотность* одинакова и может быть условно разделена между ними поровну:

$$:\ddot{\underset{..}{F}}\cdot|\cdot\ddot{\underset{..}{F}}: \quad \text{и} \quad F^0{-}F^0$$

В этом случае говорят, что степень окисления фтора в молекуле F_2 равна нулю (0), поскольку у свободного атома фтора и у каждого атома фтора в молекуле F_2 имеется по 7 валентных электронов.

В молекуле хлороводорода HCl химическая связь уже *полярна*, так как электронная плотность на атоме хлора (элемента с большей электроотрицательностью) значительно выше, чем на атоме водорода:

$$H|\cdot\cdot\ddot{\underset{..}{Cl}}: \ \text{и}\ H^{+I}{-}Cl^{-I}$$

В этом случае говорят, что степень окисления хлора равна (–I), имея в виду, что у свободного атома хлора 7 валентных электронов, а в молекуле HCl их уже условно 8. Степень окисления водорода равна (+I), и молекула в целом нейтральна.

Ковалентная связь, например H—H, может быть образована путем обобществления валентных электронов двух нейтральных атомов:

$$H\cdot + \cdot H \longrightarrow H{-}H,\ \text{или}\ H{:}H$$

Такой механизм образования связи называется *обменным* или *равноценным*.

По другому механизму ковалентная связь (H—H) возникает при обобществлении электронной пары гидрид-иона H^- катионом водорода H^+:

$$H^+ + {:}H^- \longrightarrow H{-}H,\ \text{или}\ H{:}H$$

Катион H^+ называют *акцептором*, а анион H^- — *донором* электронной пары. Механизм образования ковалентной связи в этом случае будет *донорно-акцепторным*, или *координационным*.

Аналогично при образовании ковалентной связи между атомом азота молекулы аммиака NH_3 и катионом H^+ атом азота — донор, а катион водорода — акцептор электронной пары. В образующемся катионе аммония NH_4^+:

$$H^+ + {:}NH_3 \longrightarrow \left[\begin{array}{c} H \\ | \\ H{-}N{-}H \\ | \\ H \end{array}\right]^+,\ \text{или}\ \left[\begin{array}{c} H \\ H{:}\ddot{N}{:}H \\ H \end{array}\right]^+$$

все четыре связи N—H равноценны (одинаковы), и уже нельзя указать тот атом водорода, который был акцептором при образовании четвертой связи N—H. Степень окисления азота в молекуле NH_3 и в катионе NH_4^+ одинакова и равна (–III):

$$(N^{-III}H_3^{+I})^0 \quad \text{и} \quad (N^{-III}H_4^{+I})^+$$

Основываясь на электронных формулах частиц (молекул, ионов) сложных веществ, можно определить валентность каждого атома. С точки зрения строения молекул **валентность атома в сложной частице — это число общих электронных пар у этого атома в данной частице (по одной на каждую связь)**, т. е. число σ-связей (см. ниже), которые этот атом образовал с другими атомами при формировании сложной частицы.

Например, в молекуле HCl валентность атома H и атома Cl равна 1; в молекуле NH_3 валентность атома N равна 3, а в катионе NH_4^+ равна 4 при одинаковой валентности атома H, равной 1.

Ковалентная связь между атомами образуется при перекрывании атомных орбиталей; например, 1*s*-орбиталей при образовании связи H—H, 2*p*-орбиталей при образовании связи F—F, 1*s*-орбитали атома H и 3*p*-орбитали атома Cl при образовании связи H—Cl:

H H F F H Cl

$1s^{①}$ $1s^{①}$ $2s^22p^2p^2p^{①}$ $2s^22p^2p^2p^{①}$ $1s^{①}$ $3s^23p^2p^2p^{①}$

(неспаренные электроны перекрывающихся орбиталей обведены кружком). Обратите внимание, что при образовании химических связей всегда происходит сдвиг электронной плотности в направлении перекрывания, а это приводит к изменению формы орбиталей по сравнению с их состоянием в свободном атоме (сравните с рис. 2).

Перекрывание атомных орбиталей при формировании двухатомных молекул AB (A и B — атомы одного или разных элементов) обязательно приводит к линейной геометрической форме молекул (H—H, F—F, H—Cl). Геометрическая форма многоатомных молекул AB_n (A и B — атомы разных элементов) неочевидна и не вытекает из факта перекрывания конкретных орбиталей.

Образование химических связей в многоатомных молекулах сопровождается не только сдвигом электронной плотности и изменением формы орбиталей, но и изменением расположения орбиталей в пространстве у того атома, который образует две или более связей (атома A в молекулах AB_n). Другими словами, происходит *гибридизация* орбиталей атома A (Л. Полинг, 1931 г.). Тип гибридизации и определяет геометрическую форму молекул AB_n (табл. 2).

Таблица 2. **Тип гибридизации и форма молекул**

Гибридизация	Геометрическая форма молекулы	Угол между связями
sp	Линейная	180°
sp^2	Треугольная	120°
sp^3	Тетраэдрическая	109,5°
sp^3d	Тригонально-бипирамидальная	90°, 120°
sp^3d^2	Октаэдрическая	90°

Предсказание типа гибридизации проводится на основании донорно-акцепторного механизма образования связи. Например, для молекулы BeH_2 оценивают степени окисления атомов (Be^{+II}, H^{-I}), записывают сокращенные электронные конфигурации условных ионов Be^{+II} ($2s^02p^0$) и H^{-I} ($1s^2$) и на

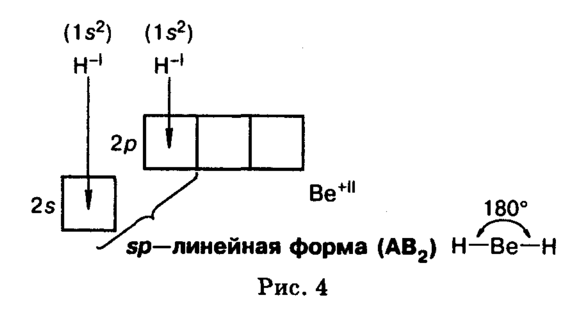


Рис. 4

схеме незавершенных подуровней атома Be^{+II} показывается образование двух связей Be⟵H (Be — акцептор электронной пары, H — донор) (рис. 4). Предполагается, что в момент образования двух связей Be—H у атома Be одна 2*s*- и одна 2*p*-орбиталь гибридизуются в две *sp*-орбитали:

которые расходятся в пространстве на максимально далекое расстояние (180°). Затем они перекрываются с 1*s*-орбиталями двух атомов H, и образуется линейная молекула BeH_2.

Аналогично предсказываются тип гибридизации и геометрическая форма для молекулы BA_3 и катиона NH_4^+ — *треугольная* (AB_3) и *тетраэдрическая* (AB_4) соответственно (рис. 5). Отметьте, что при образовании катиона NH_4^+ атом N^{-III} играет роль донора электронной пары, а атомы H^{+I} — роль акцептора. Экспериментально доказано, что угол между связями F—B—F равен 120°, а угол между связями H—N—H равен 109,5°, все связи B—F в молекуле BF_3 или связи N—H в катионе NH_4^+ имеют равную *длину* и *энергию*, т. е. они равноценны. Таким образом, теория гибридизации подтверждается практикой.

Если у атома A молекулы AB_n имеется неподеленная пара электронов, то ее надо учитывать при определении типа гибридизации (она считается направленной к воображаемому партнеру по связи). Примеры — тетраэдрические молекулы NH_3 и H_2O (рис. 6). Такие тетраэдры называются химически

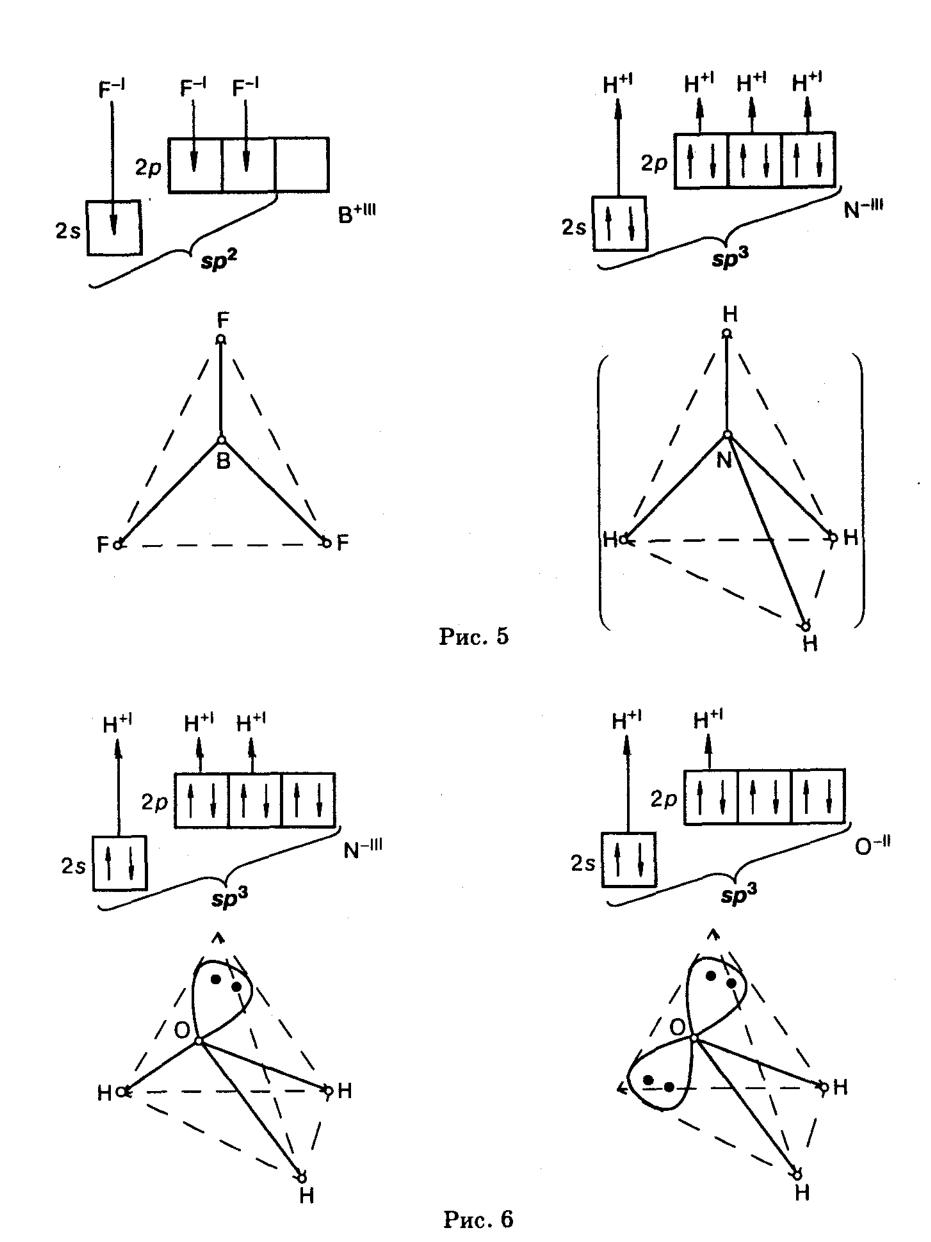


Рис. 5

Рис. 6

незавершенными (в некоторых вершинах нет атомов H); кроме того, электростатическое отталкивание атомов H^{+I} от неподеленной пары азота или двух пар кислорода несколько иска-

жает тетраэдр и уменьшает углы между связями H—N—H и H—O—H от значения 109,5° (экспериментальные данные — 107° и 105° соответственно).

Типы гибридизации sp^3d^2 (*октаэдр*) и sp^3d (*тригональная бипирамидальная*) встречаются у атома S в молекулах SF_6 и SF_4; в образовании связей S—F участвуют также 3*d*-орбитали атома S, на которых в свободном атоме S электронов нет (рис. 7).

Обратите внимание на правило, по которому при изображении электронной конфигурации атома в положительной (но не высшей) степени окисления, например S^{+IV}, электроны с подуровней удаляются в порядке п о н и ж е н и я энергии (т. е. с *p*-подуровня раньше, чем с *s*-подуровня), а внутри *p*-подуровня — строго *справа налево* с полным освобождением квантовых ячеек; вот почему в атоме S^{+IV} удалены четыре 3*p*-электрона, а пара 3*s*-электронов оставлена. В геометрических формах молекул SF_6 и SF_4 пунктиром показано общее основание для двух квадратных пирамид (в октаэдре SF_6) и для двух тригональных пирамид (в SF_4). Тригональная бипирами-

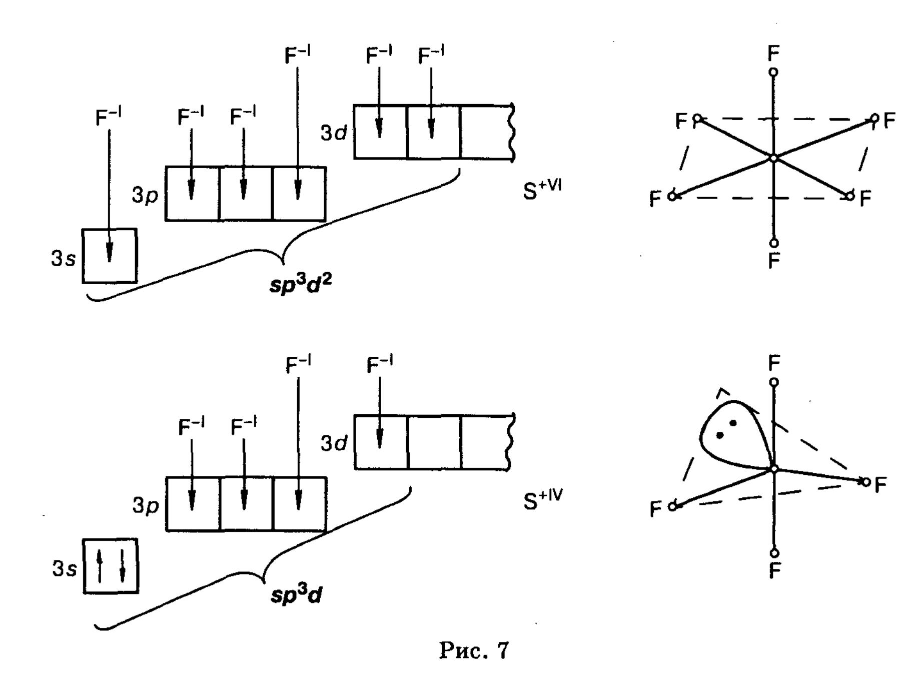


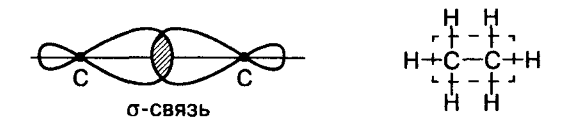
Рис. 7

да SF_4 является химически незавершенной, в одну из ее вершин направлена неподеленная пара электронов атома S^{+IV}.

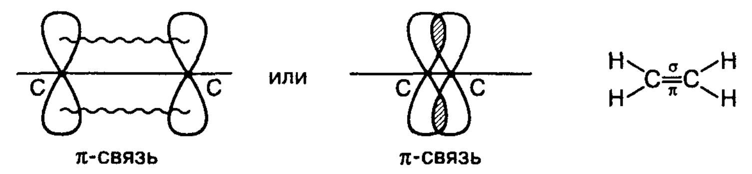
В рассмотренных до сих пор частицах атомы создавали *одинарную* связь, изображающуюся одной валентной чертой. Она всегда образуется при перекрывании орбиталей вдоль оси связи атом—атом (самый в ы г о д н ы й способ перекрывания). Такие связи носят название *σ-связей* (H—H, F—F, H—Cl).

Однако два атома между собой могут образовывать и к р а т н ы е связи, т. е. *двойные* и *тройные*. При этом составляющая, образующаяся первой, всегда σ-связь (она обладает наибольшей прочностью и определяет геометрическую форму молекулы). Вторая и третья составляющие называются π-связями, они образуются при б о к о в о м перекрывании любых орбиталей, кроме *s*-орбиталей.

Например, 2*p*-орбитали двух атомов углерода могут сформировать между собой одинарную, двойную и тройную связи. В первом случае образуется остов молекулы этана C_2H_6 (обведен пунктиром):



При двойном связывании атомов углерода первые 2*p*-орбитали создают σ-связь (как показано выше), а вторые — π-связь, в этом случае образуется остов молекулы этилена C_2H_4:



При тройном связывании (одна σ-связь, две π-связи) атомов углерода образуется остов молекулы ацетилена C_2H_2; тройная связь существует и в молекуле азота N_2:

$H-C\overset{\sigma}{\underset{\pi}{\overset{\pi}{\equiv}}}C-H$, или H—C≡C—H $:N\overset{\sigma}{\underset{\pi}{\overset{\pi}{\equiv}}}N:$

Кратные связи всегда прочнее и короче, чем одинарные, и разорвать их труднее. Этим часто объясняется химическая инертность таких веществ, как азот N_2, а также диоксид углерода CO_2.

Отметим еще раз, что геометрическую форму молекулы определяют σ-связи. В молекуле CO_2 (и во всех кислородсодержащих частицах, где атом кислорода связан только с одним атомом другого элемента) атом O^{-II} — донор двух электронных пар, одна из которых идет на формирование σ-связи, а другая — на образование π-связи.

Другие примеры — молекулы SO_3, SO_2 и NO_2, анионы CO_3^{2-}, SO_4^{2-} и SO_3^{2-} (рис. 8).

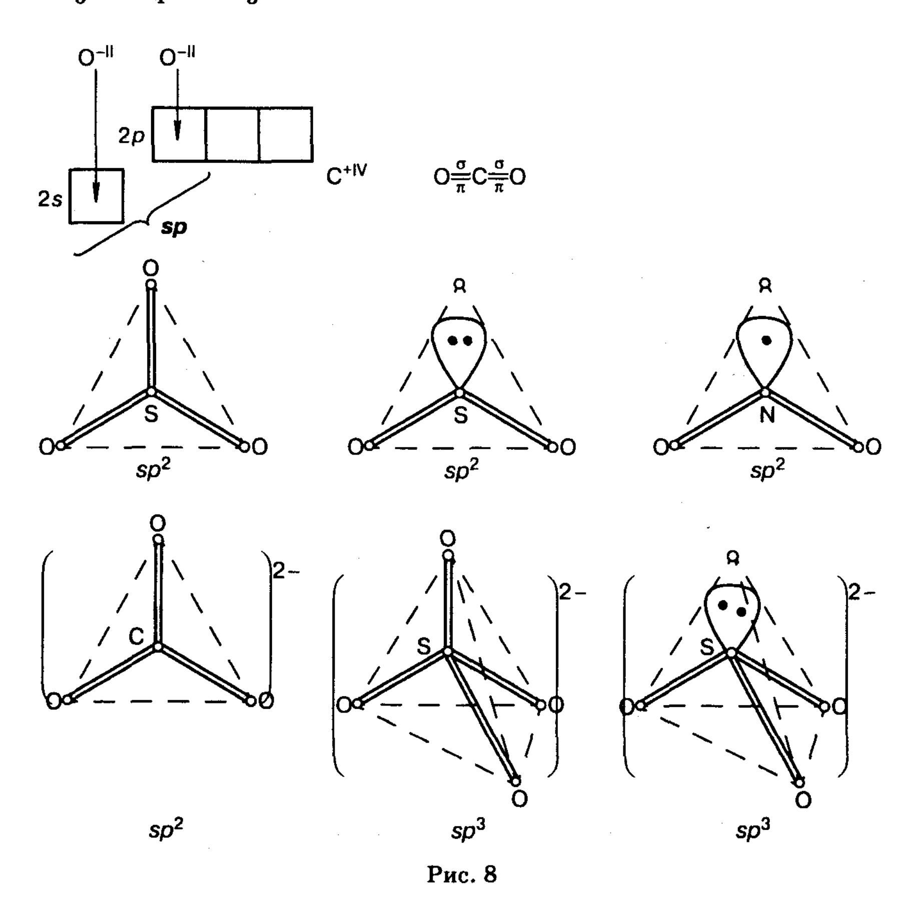


Рис. 8

Обычно вещества с симметричными молекулами химически более пассивны, чем вещества с асимметричными молекулами. Так, реакционная способность диоксида серы SO_2 (незавершенный треугольник) выше, чем триоксида серы SO_3 (правильный треугольник); сульфаты, содержащие симметричный анион SO_4^{2-} (идеальный тетраэдр), химически пассивны по сравнению с сульфитами, содержащими несимметричный анион SO_3^{2-} (незавершенный тетраэдр).

Обратите внимание на молекулу NO_2, в которой у атома N^{+IV} ($2s^12p^0$) на одной из sp^2-гибридных орбиталей находится не электронная пара, а неспаренный электрон. Такие частицы особенно реакционноспособны, их называют *радикалами*.

Молекулы, которые образованы атомами одного и того же элемента, всегда *неполярны*, как неполярны и сами связи в них. Так, молекулы H_2, F_2, N_2 неполярны.

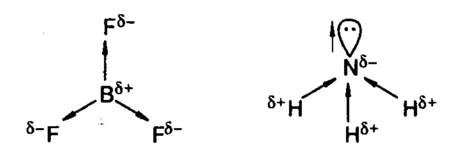
Молекулы, образованные атомами разных элементов, могут быть полярными и неполярными. Это зависит от их геометрической формы. Если форма симметрична, то молекула *неполярна* (BeH_2, BF_3, CH_4, CO_2, SO_3). Если форма асимметрична (из-за наличия неподеленных пар электронов), то молекула *полярна* (NH_3, H_2O, SO_2, NO_2). При замене одного из боковых атомов в симметричной молекуле на атом другого элемента также происходит искажение геометрии молекулы и появление полярности; например, молекула метана CH_4 неполярна, а его хлорпроизводные CH_3Cl, CH_2Cl_2 и $CHCl_3$ полярны.

Полярность несимметричной по форме молекулы вытекает из полярности ковалентных связей между атомами элементов с разной электроотрицательностью. Как отмечалось выше, происходит частичный сдвиг электронной плотности вдоль оси связи к атому более электроотрицательного элемента, например:

$$H^{\delta+} \longrightarrow Cl^{\delta-},\ B^{\delta+} \longrightarrow F^{\delta-},\ C^{\delta-} \longleftarrow H^{\delta+},\ N^{\delta-} \longleftarrow H^{\delta+}$$

(δ — частичный электрический заряд на атомах). Чем больше разность электроотрицательностей элементов, тем выше абсолютное значение заряда и тем более полярной будет ковалентная связь.

В симметричных по форме молекулах (например, BF_3) «центры тяжести» отрицательного (δ^-) и положительного заряда (δ^+) совпадают, а в несимметричных молекулах (например, NH_3) не совпадают:



Вследствие этого в несимметричных молекулах образуется *электрический диполь* — разнесенные на некоторое расстояние в пространстве разноименные заряды, например в молекуле воды (рис. 9).

Химическая связь может возникнуть и при электростатическом притяжении двух разноименных ионов — катиона и аниона, например K^+ и I^-. Перекрывание атомных орбиталей в этом случае незначительное, и электронная плотность остается распределенной крайне неравномерно; недостаток ее у атома калия, а избыток — у атома иода. Такую связь (K^+)—(I^-) называют *ионной связью* и рассматривают как предельный случай ковалентной связи. Общая пара электронной ионной связи находится практически во владении у аниона. Обычно такая связь создается между атомами элементов с большой разностью их электроотрицательностей, например, в соединениях CsF, NaBr, K_2O, Rb_2S, Li_3N и др. Все эти соединения при комнатных условиях представляют собой кристаллические вещества, которые объединяют общим названием *ионные*

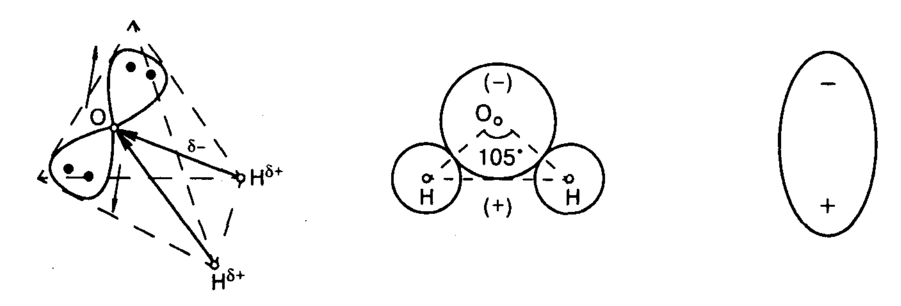


Рис. 9

кристаллы (кристаллы, построенные из катионов и анионов).

Известен еще один вид связи, называемый *металлической связью*, в которой валентные электроны так непрочно удерживаются атомами, что фактически не принадлежат конкретным атомам. Само название показывает, что такой тип связи осуществляется в металлах, например в твердом алюминии или в жидкой ртути; эти вещества характеризуются высокой электрической проводимостью.

В твердом агрегатном состоянии у веществ могут образоваться не только *ионные кристаллические решетки* (решетки ионных кристаллов типа NaCl), но также *молекулярные* и *атомные*. Так, твердый иод и твердый диоксид углерода (сухой лед) имеют молекулярные решетки, в узлах которых находятся молекулы I_2 и CO_2 соответственно, а алмаз и графит — атомные решетки, имеющие в узлах атомы углерода C и отличающиеся расположением этих узлов в пространстве.

При изучении многих веществ были обнаружены так называемые *водородные связи*. Например, молекулы HF в жидком фтороводороде связаны между собой водородной связью (обозначается тремя точками):

$$\cdots H—F\cdots H—F\cdots H—F\cdots$$

Аналогично связаны молекулы H_2O в жидкой воде и в твердом льду, а также молекулы NH_3 и H_2O между собой в *межмолекулярном соединении* — гидрате аммиака $NH_3 \cdot H_2O$:

```
•••H—O•••H—O•••          H
    |      |             |
    H      H          H—N•••H—O
                         |     |
                         H     H
```

Водородная связь образуется за счет сил электростатического притяжения полярных молекул друг к другу, особенно когда они содержат атомы сильно электроотрицательных элементов (F, O, N); например, водородные связи образуют HF, H_2O и NH_3, но не образуют их аналоги HCl, H_2S и PH_3.

Водородные связи малоустойчивы и разрываются довольно легко (например, при плавлении льда и кипении воды), но так как на разрыв этих связей требуется все же затратить некоторую дополнительную энергию, то температуры плавления и кипения веществ с водородными связями между молекулами оказываются значительно выше, чем у подобных веществ, но без водородных связей. Например:

	$t_{пл}$, °C	$t_{кип}$, °C		$t_{пл}$, °C	$t_{кип}$, °C
HF	−83,36	+19,52	H_2O	0,00	+100,00
HCl	−114,00	−85,08	H_2S	−85,54	−60,35

(в HF и H_2O есть водородные связи, а в HCl и H_2S их нет).

Многие органические соединения также образуют водородные связи, важную роль водородная связь играет в биологических процессах.

Вопросы и упражнения

1. Изобразите электронные формулы следующих молекул: Cl_2, Li_2, P_2, HF, H_2O, PH_3, CH_4, H_2O_2. Укажите полярные и неполярные связи. Определите валентность атомов и степень окисления элементов.

2. Проставьте степени окисления всех элементов в соединениях:

CO, CO_2, OF_2, SiO_2, P_4O_{10}, I_2O_5, IF_7, NF_3, Cl_3N, CS_2, C(S)O, CCl_4, PCl_3, PBr_5, CH_4, C_2H_6, C_2H_4, C_2H_2, Ca_2Si, Sb_2S_5, Tl_2O_3, $HgCl_2$, Hg_2Cl_2, H_3PO_4, $HClO_3$, $HClO_4$, $Al(OH)_3$, AlO(OH), $K_2Cr_2O_7$, $Cu(NO_3)_2$, $NaHCO_3$, $Co_2SO_4(OH)_2$, NH_4NO_3, NH_4NO_2.

3. Проставьте степени окисления элементов в следующих ионах:

NH_4^+, NF_4^+, NH_2^-, VO^{2+}, VO_2^+, CN^-, OH^-, HS^-, ClO^-, ClO_2^-, ClO_3^-, ClO_4^-, HCO_3^-, $H_2PO_4^-$, $H_2P_2O_7^{2-}$, MnO_4^-, CrO_4^{2-}.

4. Изобразите образование:

а) молекулы Cl_2 из двух атомов Cl^0;

б) молекулы I_2 из катиона I^+ и аниона I^-;

в) катиона H_3O^+ из катиона H^+ и молекулы H_2O.

Какова валентность и степень окисления каждого атома в полученных частицах? Для случаев б) и в) укажите донор и акцептор электронной пары.

5. Составьте молекулярные формулы соединений между:

а) кислородом в степени окисления (–II) и железом в степенях окисления (+II), (+III) или (+VI);

б) азотом (+I), (+II), (+III), (+IV) или (+V) и кислородом (–II);

в) германием (+IV) и серой (–II) или хлором (–I).

6. Определите тип гибридизации атомных орбиталей, изобразите и назовите геометрическую форму молекул:

$$CCl_4, BeF_2, BCl_3, SiF_4, SeF_4, SeF_6,$$
$$OF_2, PCl_3, PCl_5, AlF_3.$$

Укажите, будут ли эти молекулы полярными или неполярными.

7. Определите тип гибридизации атомных орбиталей, изобразите и назовите геометрическую форму катионов и анионов:

$$PCl_4^+, PCl_6^-, AlF_4^-, AlF_6^{3-}, H_3O^+, PH_4^+, SiO_4^{4-},$$
$$NO_3^-, NO_2^-, ClO_4^-, ClO_3^-.$$

8. В соответствии с положением элементов в Периодической системе составьте:

а) молекулярные формулы ионного фторида и ковалентного оксида, имеющих наименьшие молярные массы;

б) молекулярную формулу ионного соединения азота с некоторым элементом, имеющим наименьшую молярную массу.

Ответ

8. а) LiF, H_2O; б) Li_3N.

7. ОБЩИЕ СВОЙСТВА РАСТВОРОВ

Растворы. Растворители и растворенные вещества. Состав растворов. Массовая доля и молярная концентрация растворенного вещества. Приготовление растворов заданного состава.

Процесс растворения твердых веществ в воде. Насыщенные, ненасыщенные и пересыщенные растворы. Растворимость веществ. Хорошо растворимые, малорастворимые и практически нерастворимые вещества. Разбавленные и концентрированные растворы.

Тепловые эффекты при растворении. Химическая теория растворов Д. И. Менделеева. Гидратация растворенного вещества. Кристаллогидраты.

Раствором называют гомогенную систему, состоящую из двух или более веществ, содержание которых можно изменять в определенных пределах без нарушения однородности.

Жидкие растворы (в дальнейшем будем говорить просто «растворы») состоят из жидкого *растворителя* (чаще всего воды) и *растворенного вещества*, которое до смешения с растворителем могло быть твердым (KBr), жидким (H_2SO_4) или газообразным (CO_2). Состояние веществ в водном растворе обозначается (р), например $KBr_{(р)}$ — раствор бромида калия в воде.

Состав растворов обычно передается содержанием растворенного вещества в виде массовой доли или молярной концентрации.

Массовая доля w_B растворенного вещества B — это отношение его массы m_B к массе раствора $m_{(р)}$:

$$w_B = \frac{m_B}{m_{(р)}}.$$

Масса раствора равна сумме масс растворенного вещества и воды:

$$m_{(р)} = m_B + m(H_2O).$$

Массовую долю растворенного вещества выражают в долях единицы или в процентах. Например, если в 100 г раствора содержится 1 г KBr, то $w_{KBr} = 0{,}01$ (1%). Такой раствор называют однопроцентным.

Для приготовления 100 г 1%-ного раствора KBr смешивают 1 г этой соли и 99 г воды. Поскольку плотность воды при комнатной температуре можно принять равной 1 г/мл (или 1000 г/л), то удобнее отмерить 99 мл воды и добавить навеску (1 г) соли.

Пример 1. Расчет массовой доли. Если в 215 г раствора находится 47,5 г нитрата калия, то

$$w(KNO_3) = \frac{m(KNO_3)}{m_{(p)}} = \frac{47,5}{215} = 0,221\ (22,1\%).$$

Молярная концентрация c_B растворенного вещества В — это отношение количества этого вещества n_B к объему раствора $V_{(p)}$:

$$c_B = \frac{n_B}{V_{(p)}}.$$

Единица молярной концентрации — моль/л.

Например, если в 1 л раствора содержится 1 моль KBr, то c_B = 1 моль/л. Такой раствор называют одномолярным и обозначают 1М. Аналогично записи 0,1М, 0,01М и 0,001М означают деци-, санти- и миллимолярный растворы.

Для приготовления 1 л 1М раствора KBr необходимо взять навеску соли с количеством вещества 1 моль (т. е. 119 г), растворить ее в воде объемом, например, 0,5 л (т. е. обязательно меньше 1 л) и затем довести объем раствора до 1 л добавлением воды.

Пример 2. Расчет молярной концентрации. Если в 0,42 л раствора содержится 10,6 г нитрата калия, то

$$c(KNO_3) = \frac{n(KNO_3)}{V_{(p)}} = \frac{m(KNO_3)}{M(KNO_3) \cdot V_{(p)}} = \frac{10,6}{101 \cdot 0,42} = 0,25 \text{ моль/л}.$$

Объем раствора $V_{(p)}$ при данной температуре связан с массой раствора $m_{(p)}$ и его плотностью $\rho_{(p)}$ соотношением

$$V_{(p)} = \frac{m_{(p)}}{\rho_{(p)}}.$$

Например, 100 г раствора KBr плотностью 1074 г/л имеют объем 0,093 л.

Рассмотрим примеры расчетов с использованием объема раствора.

Пример 3. Если из 10 г KBr приготовлен 10%-ный раствор плотностью 1,074 г/мл, то его объем равен:

$$V_{(p)} = \frac{m_{(p)}}{\rho_{(p)}} = \frac{m_{KBr}}{w_{KBr}\rho_{(p)}} = \frac{10}{0,1 \cdot 1,074} = 93 \text{ мл}.$$

Пример 4. Приготовлен 10%-ный раствор KBr плотностью 1074 г/л. Его молярность составит

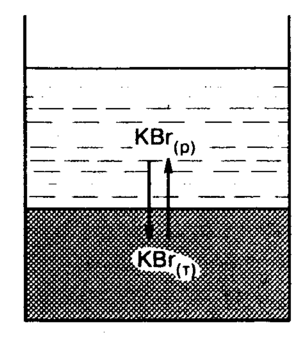
$$c_{KBr} = \frac{n_{KBr}}{V_{(p)}} = \frac{n_{KBr}\rho_{(p)}}{m_{(p)}} = \frac{n_{KBr}\rho_{(p)}w_{KBr}}{m_{KBr}} = \frac{\rho_{(p)}w_{KBr}}{M_{KBr}} = \frac{1074 \cdot 0,1}{119} =$$
$$= 0,9 \text{ моль/л (0,9М раствор).}$$

Способность вещества переходить в раствор не беспредельна. Большинство растворяющихся в воде веществ являются твердыми. Рассмотрим процесс растворения твердого вещества (обычно соли или гидроксида) в воде.

При введении в стакан с водой (T = const) первые порции вещества полностью растворяются и образуется *ненасыщенный* раствор. В таком растворе возможно растворение следующих порций до тех пор, пока вещество не перестанет переходить в раствор и часть его останется в виде осадка (например, KBr) на дне стакана.

Такой раствор называют *насыщенным*. Между веществом в насыщенном растворе и веществом в осадке устанавливается состояние гетерогенного равновесия (рис. 10).

Частицы растворенного вещества переходят через поверхность раздела из осадка в раствор и обратно, при этом состав насыщенного раствора остается постоянным при T = const.



Осадок ⇄ Насыщенный раствор

Рис. 10

Содержание вещества в насыщенном растворе количественно характеризует *растворимость* этого вещества. Обычно растворимость выражается массой растворенного вещества, приходящейся на 100 г воды (*коэффициент растворимости k*); например, 65,2 г KBr/100 г воды при 20 °С. Следовательно, если ввести 70 г твердого бромида калия в 100 г воды при 20 °С, то 65,2 г его перейдет в раствор (который будет насыщенным), а 4,8 г твердого KBr (избыток) останется на дне стакана.

Иногда при приготовлении раствора в особых условиях (осторожное охлаждение горячего ненасыщенного раствора) вещество не образует осадка, хотя его растворимость уже превышена. Такие растворы называют *пересыщенными*. Они обычно неустойчивы — при введении «затравки» (кристаллика вещества) избыточное количество растворяемого вещества (по сравнению с его растворимостью) выпадает в осадок и образуется насыщенный раствор.

Итак, всегда содержание растворенного вещества в *насыщенном* растворе равно, в *ненасыщенном* растворе меньше и в *пересыщенном* растворе больше его растворимости при данной температуре. Так, раствор, приготовленный при 20 °С из 100 г воды и 19,2 г сульфата натрия $NaSO_4$, — насыщенный (растворимость Na_2SO_4 равна 19,2 г/100 г H_2O при 20 °С), 15,7 г $NaSO_4$ — ненасыщенный, 20,3 г $NaSO_4$ — пересыщенный.

В соответствии со значениями растворимости различают вещества: *хорошо растворимые*, масса которых в насыщенном растворе соизмерима с массой растворителя (например, бромид калия KBr — это хорошо растворимое вещество, его растворимость равна 65,2 г/100 г H_2O), *малорастворимые*, масса которых в насыщенном растворе значительно меньше, чем масса растворителя (например, сульфат кальция $CaSO_4$ — малорастворимое вещество, так как его растворимость составляет всего 0,206 г/100 г воды при 20 °С), и *практически нерастворимые*, масса которых в насыщенном растворе пренебрежимо мала по сравнению с массой растворителя [например, хлорид серебра(I) AgCl — практически нерастворимое вещество, поскольку его растворимость при 20 °С составляет всего 0,00019 г/100 г H_2O].

Качественная растворимость различных веществ в воде при комнатной температуре приведена в приложении 3. В нем хорошо растворимым, малорастворимым и практически нерастворимым веществам отвечает образование более чем 0,1М, 0,1—0,001М и менее чем 0,001М насыщенных растворов соответственно. Например, при 20 °С бромид калия KBr (хорошо растворимое вещество) образует 4,6М, сульфат кальция $CaSO_4$ (малорастворимое вещество) — 0,015М и хлорид серебра(I) (практически нерастворимое вещество) — 0,0000134М насыщенные растворы.

Растворы, которые содержат малое количество растворенного вещества, часто называют *разбавленными* растворами, а растворы с высоким содержанием растворенного вещества — *концентрированными*. Так, 1%-ный и 0,1М растворы KBr — разбавленные, а 32%-ный и 4,3М растворы KBr — концентрированные растворы. Очевидно, что концентрированные растворы могут образовать только хорошо растворимые вещества, а разбавленные растворы — вещества с любой растворимостью.

В лабораторной практике часто приходится готовить разбавленный раствор вещества B с массовой долей w'_B и массой $m'_{(p)}$ из концентрированного раствора того же вещества (с характеристиками w''_B, $m''_{(p)}$) путем разбавления последнего водой. Масса растворенного вещества при разбавлении не изменяется:

$$m_B = w'_B m'_{(p)} = w''_B m''_{(p)}$$

Масса добавленной воды равна:

$$m_{доб.\ H_2O} = m'_{(p)} - m''_{(p)}$$

Рассмотрим примеры расчетов по разбавлению растворов.

Пример 5. До какого объема (л) следует разбавить водой 0,5 л 50,5%-ной серной кислоты (обозначение B) плотностью 1400 г/л, чтобы приготовить 7,7%-ную кислоту плотностью 1050 г/л?

$$V'_{(p)} = \frac{m'_{(p)}}{\rho'_{(p)}} = \frac{w''_B m''_{(p)}}{w'_B \rho'_{(p)}} = \frac{w''_B V''_{(p)} \rho''_{(p)}}{w'_B \rho'_{(p)}} = \frac{0{,}505 \cdot 0{,}5 \cdot 1400}{0{,}077 \cdot 1050} = 4{,}37 \text{ л.}$$

Пример 6. Какой объем (мл) 36,23%-ной хлороводородной кислоты плотностью 1180 г/л надо взять для приготовления (путем разбавления водой) 0,25 л 2,42М кислоты?

$$V''_{(р)} = \frac{m''_{(р)}}{\rho''_{(р)}} = \frac{m_{HCl}}{w''_{HCl}\rho''_{(р)}} = \frac{n_{HCl}M_{HCl}}{w''_{HCl}\rho''_{(р)}} = \frac{c_{HCl}V'_{(р)}M_{HCl}}{w''_{HCl}\rho''_{(р)}} =$$

$$= \frac{2,42 \cdot 0,25 \cdot 36,5}{0,3623 \cdot 1180} = 0,052 \text{ л (52 мл)}.$$

Пример 7. Какой объем (л) воды надо добавить к 0,5 л 40%-ного раствора NaOH (обозначение В) плотностью 1430 г/л для приготовления 10%-ного раствора?

$$m_{доб.\, H_2O} = m'_{(р)} - m''_{(р)} = \frac{w''_B m''_{(р)}}{w'_B} - m''_{(р)} = V''_{(р)}\rho''_{(р)}\left(\frac{w''_B}{w'_B} - 1\right) =$$

$$= 0,5 \cdot 1430\left(\frac{0,4}{0,1} - 1\right) = 2145 \text{ г} (\longrightarrow 2,145 \text{ л}).$$

Применяется также способ приготовления к о н ц е н т р и р о в а н н о г о раствора в ы п а р и в а н и е м некоторой массы воды из разбавленного раствора. Масса растворенного вещества при таком концентрировании раствора не изменяется (см. выше), а масса воды, которую необходимо выпарить, определяется по уравнению

$$m_{вып.\, H_2O} = m'_{(р)} - m''_{(р)}.$$

Концентрирование раствора можно также провести добавлением некоторой массы растворенного вещества. Для этого способа действительны соотношения

$$m''_{(р)} = m'_{(р)} + m_{доб.\, B},$$
$$m''_B = m'_B + m_{доб.\, B}.$$

На практике нередко появляется необходимость приготовления раствора п р о м е ж у т о ч н о г о состава (w_B, $m_{(р)}$) путем смешивания концентрированного и разбавленного растворов. Тогда все величины связаны соотношениями

$$w_B m_{(р)} = w'_B m'_{(р)} + w''_B m''_{(р)};$$
$$m_{(р)} = m'_{(р)} + m''_{(р)};$$
$$V_{(р)} = V'_{(р)} + V''_{(р)}.$$

Практические расчеты на концентрирование растворов и приготовление растворов промежуточного состава аналогичны расчетам по разбавлению.

Растворимость твердых веществ обычно увеличивается с ростом т е м п е р а т у р ы (KBr, NaCl), и лишь для некоторых веществ ($CaSO_4$, Li_2CO_3) наблюдается обратное (табл. 3).

Т а б л и ц а 3. **Зависимость растворимости от температуры**

Растворимость, г/100 г H_2O	Температура, °C				
	0	20	50	80	100
KBr	53,5	65,2	80,8	94,6	103,3
NaCl	35,7	35,9	36,8	38,1	39,4
$CaSO_4$	0,176	0,206	0,180	0,102	0,066
Li_2CO_3	1,54	1,33	1,08	0,85	0,72

Растворимость газов при повышении температуры падает, а при повышении давления растет; например, при давлении 1 атм растворимость аммиака составляет 52,6 (20 °C) и 15,4 г/100 г H_2O (80 °C), а при 20 °C и 9 атм она равна 93,5 г/100 г H_2O.

Процесс растворения т в е р д о г о (кристаллического) вещества в воде сопровождается *разрушением кристаллической решетки* (затрата энергии в форме теплоты, $-Q_{кр}$) и *гидратацией* — образованием гидратов $B \cdot nH_2O$, соединений переменного состава между частицами растворенного вещества и молекулами воды (выделение теплоты, $+Q_{гидр}$). В результате общий тепловой эффект растворения равен:

$$Q_р = -Q_{кр} + Q_{гидр}.$$

Если тепловой эффект растворения п о л о ж и т е л ь н ы й ($Q_р > 0$), то после растворения вещества раствор становится теплее (например, для $AlCl_3$); если же тепловой эффект о т р и ц а т е л ь н ы й ($Q_р < 0$), то раствор становится холод-

нее (а иногда температура может опуститься ниже 0 °С, например для $NaNO_3$ и NH_4NO_3). В редких случаях ($Q_p \approx 0$) температура раствора остается постоянной (например, для NaCl). Растворение жидких и газообразных веществ также сопровождается гидратацией их молекул.

Таким образом, растворение — это физико-химический процесс разрушения связей в исходных веществах и образования новых связей в гидратах. Это положение является основным содержанием *химической теории* растворов Д. И. Менделеева.

Многие гидраты оказываются настолько устойчивыми, что не разрушаются и при полном выпаривании раствора. Так, известны твердые *кристаллогидраты*:

$CuSO_4 \cdot 5H_2O$ — пентагидрат сульфата меди(II)

$Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ — декагидрат карбоната натрия

$KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ — додекагидрат сульфата алюминия-калия

Если для приготовления раствора используют не безводное вещество, а его кристаллогидрат $B \cdot nH_2O$, то следует учитывать при расчетах воду, которая входит в состав кристаллогидрата (кр). Массу кристаллогидрата определяют из соотношения

$$\frac{m_{кр}}{n_{кр}M_{кр}} = \frac{m_B}{n_B M_B} = \frac{m_{H_2Oкр}}{n_{H_2Oкр}M_{H_2O}},$$

где $M_{кр}$ — молярная масса кристаллогидрата; m_B — расчетная масса вещества в растворе заданного состава; n_B и $n_{H_2Oкр}$ — количество безводного вещества и воды в 1 моль кристаллогидрата.

Приготавливая раствор из кристаллогидрата, учитывают соотношения

$$m_{(р)} = m_{кр} + m_{доб.\ H_2O},$$

$$m_{H_2O} = m_{H_2O\ кр} + m_{доб.\ H_2O},$$

где $m_{доб.\ H_2O}$ — масса воды, добавленной как растворитель, а m_{H_2O} — масса воды в растворе (сумма массы воды как растворителя и массы воды, внесенной в раствор с кристаллогидратом).

Пример 8. Готовят 400 г 10%-ного раствора $CuSO_4$ (В). Берут рассчитанную массу кристаллогидрата $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ и добавляют необходимую массу воды:

$$m_{кр} = \frac{n_{кр}M_{кр}m_B}{n_B M_B} = \frac{n_{кр}M_{кр}w_B m_{(р)}}{n_B M_B} = \frac{1 \cdot 250 \cdot 0,1 \cdot 400}{1 \cdot 160} = 62,5 \text{ г},$$

$$m_{доб.\ H_2O} = m_{(р)} - m_{кр} = 400 - 62,5 = 337,5 \text{ г}.$$

Аналогично выведенную расчетную формулу

$$m_{H_2O} = m_{H_2O\ кр} + m_{доб.\ H_2O} = \frac{n_{H_2O\ кр}M_{H_2O}m_{кр}}{n_{кр}M_{кр}} + m_{доб.\ H_2O}$$

используют для определения общей массы воды в приготовленном растворе.

Вопросы и упражнения

1. Укажите, какие из перечисленных ниже смесей являются растворами:

а) капли воды + воздух
б) порошок мела + вода
в) сажа + воздух
г) сплав золота и серебра
д) капли жидкого масла + вода
е) пузырьки воздуха + мыльный раствор
ж) смесь азота и кислорода

2. Что произойдет при кипячении ненасыщенного раствора некоторой соли на воздухе?

3. Путем выпаривания воды из 222,2 г насыщенного раствора сульфата калия получено 22,2 г безводной соли. Найдите (устно) коэффициент растворимости этой соли.

4. Растворимость дихромата калия $K_2Cr_2O_7$ равна 12,5 г/100 г H_2O при 20 °С. Установите (устно), какова будет масса насыщенного раствора, если для приготовления его использовано 400 г воды.

5. Приготовлен насыщенный раствор бромида калия при 20 °С. Укажите два способа, с помощью которых из него можно приготовить ненасыщенный раствор (при ответе используйте таблицу растворимости в тексте этого раздела).

6. Приготовлен ненасыщенный раствор бромида калия при 80 °C. Укажите два способа, с помощью которых из него можно приготовить насыщенный раствор.

7. Приготовлен раствор из 1,05 г карбоната лития и 100 г воды при 50 °C. Используя таблицу растворимости в тексте этого раздела, ответьте:

а) какой раствор приготовлен — насыщенный или ненасыщенный;

б) каким станет этот раствор при нагревании до 80 °C и при охлаждении до 20 °C;

в) каким может стать этот раствор при испарении из него части воды при 50 °C;

г) какая масса соли выпадет в осадок из 202,16 г насыщенного при 50 °C раствора, если его нагреть до 80 °C.

8. Используя таблицу растворимости в тексте этого раздела, определите (устно), какую наименьшую массу воды необходимо взять для полного растворения 0,306 г сульфата кальция при 80 °C.

9. Насыщенный раствор углекислого газа прокипятили. Изменится ли (да, нет) при этом содержание растворенного вещества? Если ваш ответ положительный, то укажите, увеличится содержание или уменьшится.

10. Почему для получения прохладительного напитка — газированной воды используют баллоны, в которых давление углекислого газа значительно выше атмосферного?

11. Можно ли насыщенный раствор любой соли считать концентрированным, а ненасыщенный раствор — разбавленным? Дайте мотивированный ответ, приведите примеры.

12. Какой раствор может находиться в контакте с кристаллами растворенного вещества:

а) ненасыщенный;

б) насыщенный;

в) пересыщенный?

13. Выпаривают растворы $CuSO_4$, Na_2CO_3 и $KAl(SO_4)_2$ до образования осадков. Укажите состав осадков.

14. В 1 л водного раствора содержится 0,5 моль растворенного вещества. Определите (устно) число гидратированных частиц вещества в растворе.

15. Из раствора (см. упр. **14**) отобрали пробу объемом 250 мл. Определите (устно) число гидратированных частиц вещества в пробе.

16. Можно ли приготовить: а) 10%-ный, б) 0,1М раствор любой соли? Дайте мотивированный ответ, приведите примеры.

17. Ответьте (устно), можно ли приготовить 0,408%-ный раствор сульфата калия, смешивая равные массы 0,305%-ного и 0,103%-ного растворов этого вещества?

18. Смешали равные массы 10%-ного и 30%-ного растворов азотной кислоты. Получится ли 40%-ный раствор?

19. Если ваш ответ в упр. **17** и **18** отрицательный, то определите (устно) массовую долю азотной кислоты в конечном растворе.

20. Ответьте (устно), можно ли приготовить 0,83М раствор хлорида аммония, смешивая 0,3М и 0,53М растворы этого вещества.

21. Смешали 1 л 1М раствора и 1 л 3М раствора серной кислоты. Получится ли 4М раствор?

22. Если ваш ответ в упр. **21** отрицательный, то определите (устно) молярную концентрацию серной кислоты в конечном растворе.

23. По таблице (приложение 3) найдите растворимость в воде:

а) солей натрия и калия;

б) галогенидов лития и натрия;

в) сульфатов и карбонатов щелочных и щелочноземельных металлов;

г) нитратов металлов;

д) гидроксидов металлов;

е) соединений свинца(II) и серебра(I).

У каких катионов все указанные в таблице соли хорошо растворимы, а у каких — многие соли малорастворимы (или практически нерастворимы)? У каких анионов большинство солей хорошо растворимо в воде? Гидроксиды каких металлов хорошо растворимы в воде?

Ответы

3. 11,1 г/100 г H_2O. 4. 450 г. 7. г) 0,46 г. 8. 300 г. 14. $3 \cdot 10^{23}$. 15. $7{,}5 \cdot 10^{22}$. 19. 0,204%, 20%. 22. 2 моль/л.

8. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ. РЕАКЦИИ ОБМЕНА В ВОДНОМ РАСТВОРЕ. ГИДРОЛИЗ

Теория электролитической диссоциации. Неэлектролиты и электролиты. Гидратация ионов. Диссоциация в воде веществ с ионными и ковалентными связями. Сильные и слабые электролиты.

Электролитическая диссоциация кислот, оснований и солей в водном растворе. Кислотная, нейтральная и щелочная среда.

Электролитическая диссоциация воды. Водородный и гидроксильный показатели. Степень диссоциации слабых электролитов. Расчет pH в растворах слабых кислот и оснований.

Реакции обмена в водном растворе с участием электролитов.

Условия необратимости реакций обмена. Ионные уравнения реакций.

Общее понятие о гидролизе. Обратимый гидролиз солей, гидролиз по катиону и гидролиз по аниону. Изменение нейтральности среды в растворах гидролизующихся солей.

Степень гидролиза различных анионов и катионов. Увеличение и уменьшение степени гидролиза солей.

Необратимый гидролиз бинарных соединений.

ТЕОРИЯ ДИССОЦИАЦИИ

Растворение любого вещества в воде сопровождается образованием г и д р а т о в. Если при этом в растворе не происходит формульных изменений у частиц растворенного вещества, то такие вещества относят к *неэлектролитам*. Ими являются, например, газ азот N_2, жидкость хлороформ $CHCl_3$ и твердое вещество сахароза $C_{12}H_{22}O_{11}$, которые в водном растворе существуют в виде гидратов их молекул $N_2 \cdot nH_2O$, $CHCl_3 \cdot nH_2O$ и $C_{12}H_{22}O_{11} \cdot nH_2O$.

Известно, однако, много веществ (в общем виде MA), которые после растворения в воде претерпевают существенные формульные изменения. В результате в растворе появляются гидратированные ионы — *катионы* $M^+ \cdot nH_2O$ и *анионы* $A^- \cdot nH_2O$. Такие вещества относят к *электролитам*.

Процесс появления гидратированных ионов в водном растворе называется *электролитической диссоциацией* (С. Аррениус, 1887 г.).

Электролитическая диссоциация и о н н ы х кристаллических веществ $(M^+)(A^-)$ в воде является н е о б р а т и м о й реакцией:

$$(M^+)(A^-) = M^+ + A^-$$

Такие вещества относят к *сильным электролитам*; ими являются хорошо растворимые осно́вные гидроксиды и соли, например:

$$NaOH = Na^+ + OH^- \qquad K_2SO_4 = 2K^+ + SO_4^{2-}$$
$$Ba(OH)_2 = Ba^{2+} + 2OH^- \qquad Na_2S = 2Na^+ + S^{2-}$$

В разбавленном водном растворе сильного электролита мы обнаружим только его гидратированные ионы, которые образовались из «безводных» ионов твердого вещества (т. е. химически это те же ионы, но связанные с некоторым числом молекул воды). Иначе ионные вещества называют *истинными электролитами*, состоящими и в твердом состоянии и в растворе из ионов. Например, твердый гидроксид калия — из ионов K^+ и OH^-, растворенный гидроксид калия — из гидратированных ионов K^+ и OH^-.

Электролитическая диссоциация для веществ MA, состоящих из полярных к о в а л е н т н ы х молекул, является обратимой реакцией:

$$MA \rightleftarrows M^+ + A^-$$

Такие вещества относят к *слабым электролитам*; ими являются многие кислотные гидроксиды и бинарные соединения, например:

$$HNO_2 \rightleftarrows H^+ + NO_2^- \qquad H_2CO_3 \rightleftarrows H^+ + HCO_3^-$$
$$HClO \rightleftarrows H^+ + ClO^- \qquad HCO_3^- \rightleftarrows H^+ + CO_3^{2-}$$
$$HF \rightleftarrows H^+ + F^- \qquad NH_3 \cdot H_2O \rightleftarrows NH_4^+ + OH^-$$

В разбавленных водных растворах слабых электролитов мы всегда обнаружим как исходные молекулы, так и продукты диссоциации — гидратированные ионы. Иначе ковалентные вещества называют *потенциальными электролитами*, так как в индивидуальном состоянии их молекулы никаких реальных ионов не содержат, но при растворении в молекулах под действием воды разрываются химические связи (например, H—O в HNO_2, H—F в HF) и образуются ионы.

Те кислородсодержащие и бескислородные кислоты, которые диссоциируют в водном растворе почти полностью, условно относят к сильным электролитам с $\alpha \to 1$ (хотя до растворения они содержали только молекулы со слабыми, по отношению к действию воды, связями):

$$HClO_4 = H^+ + ClO_4^- \qquad HBr = H^+ + Br^-$$
$$HNO_3 = H^+ + NO_3^- \qquad HI = H^+ + I^-$$

ДИССОЦИАЦИЯ КИСЛОТ, ОСНОВАНИЙ И СОЛЕЙ

В теории электролитической диссоциации все электролиты делятся на кислоты, основания и соли.

Кислоты — это электролиты, которые при диссоциации поставляют в водный раствор катионы водорода и никаких других положительных ионов не образуют.

К *сильным кислотам* относятся

HCl	$HClO_3$	$HClO_4$	HNO_3
HBr	$HBrO_3$	H_2SO_4	$HMnO_4$
HI	HIO_3	H_2SeO_4	$H_2Cr_2O_7$

и некоторые другие. Примеры уравнений их диссоциации:

а) $HCl = H^+ + Cl^-$, $\qquad H^+ + H_2O = H_3O^+$

б) $H_2SO_4 = 2H^+ + SO_4^{2-}$, $\qquad 2H^+ + 2H_2O = 2H_3O^+$

(о гидратированном катионе водорода $H^+ \cdot H_2O$, или H_3O^+, см. ниже).

К *слабым кислотам* относятся

HF	$HClO$	HNO_2	HCN
H_2S	$HBrO$	H_3PO_4	H_2CO_3
H_2Se	H_2SeO_3	H_3SiO_4	CH_3COOH

и некоторые другие. Примеры уравнений их диссоциации:

а) $H_2S \rightleftarrows H^+ + HS^-$

$HS^- \rightleftarrows H^+ + S^{2-}$

б) $H_3PO_4 \rightleftarrows H^+ + H_2PO_4^-$

$H_2PO_4^- \rightleftarrows H^+ + HPO_4^{2-}$

$HPO_4^{2-} \rightleftarrows H^+ + PO^{3-}$

в) $CH_3COOH \rightleftarrows CH_3COO^- + H^+$

(образование ионов H_3O^+ опущено, но подразумевается).

Основания — это электролиты, которые при диссоциации поставляют в водный раствор гидроксид-ионы и никаких других отрицательных ионов не образуют.

К *сильным основаниям* (*щелочам*) относятся

$$LiOH, NaOH, KOH, Ca(OH)_2, Ba(OH)_2$$

и некоторые другие. Примеры уравнений их диссоциации:

$$LiOH = Li^+ + OH^-$$
$$Ca(OH)_2 = Ca^{2+} + 2OH^-$$

Самым известным *слабым основанием* является гидрат аммиака $NH_3 \cdot H_2O$, образующийся при растворении аммиака в воде (встречающиеся в учебной литературе устаревшие и неправильные формула и название этого вещества NH_4OH — гидроксид аммония применять не рекомендуется!). Уравнение его диссоциации:

$$NH_3 \cdot H_2O \rightleftarrows NH_4^+ + OH^-$$

Соли — это электролиты, которые при диссоциации поставляют в водный раствор любые катионы, кроме H^+, и любые анионы, кроме OH^-:

$$Al_2(SO_4)_3 = 2Al^{3+} + 3SO_4^{2-} \qquad FeCl_3 = Fe^{3+} + 3Cl^-$$
$$Mg(NO_3)_2 = Mg^{2+} + 2NO_3^- \qquad NiF_2 = Ni^{2+} + 2F^-$$

Однако избыток катионов H^+ или анионов OH^- (по сравнению с их количеством в чистой воде, см. ниже) может появиться в водных растворах многих *средних солей* в результате обратимого гидролиза либо по катиону, либо по аниону (о гидролизе подробнее см. ниже). Примеры:

а) *диссоциация* $Zn(NO_3)_2 = Zn^{2+} + 2NO_3^-$

гидролиз по катиону $Zn^{2+} + H_2O \rightleftarrows ZnOH^+ + H^+$, pH < 7

б) *диссоциация* $K_2CO_3 = 2K^+ + CO_3^{2-}$

гидролиз по аниону $CO_3^{2-} + H_2O \rightleftarrows HCO_3^- + OH^-$, pH > 7

(о записях pH < 7 и pH > 7 см. ниже).

Кислые соли диссоциируют полностью, как и средние соли, например:

а) $KH_2PO_4 = K^+ + H_2PO_4^-$

Далее гидроанион такой соли, т. е. анион кислоты, содержащий водород, диссоциирует как кислота — протекает очередная (вторая) ступень диссоциации слабой кислоты, если степень этой ступени диссоциации достаточно большая, как в случае $H_2PO_4^-$ (см. ниже); в водном растворе появляется избыток ионов H^+:

$$H_2PO_4^- \rightleftarrows H^+ + HPO_4^{2-}, \text{pH} < 7$$

б) $KHCO_3 = K^+ + HCO_3^-$

В этом примере гидроанион HCO_3^- не диссоциирует, а подвергается обратимому гидролизу; в водном растворе появляется избыток ионов OH^-:

$$HCO_3^- + H_2O \rightleftarrows H_2CO_3 + OH^-, \text{pH} > 7$$

Вот почему название солей этой группы — к и с л ы е — вовсе не предполагает, что все кислые соли будут вести себя в растворе как к и с л о т ы (KH_2PO_4, $KHSO_3$, $KHCrO_4$ и др.), некоторые кислые соли проявляют свойства о с н о в а н и й (например, $KHCO_3$, K_2HPO_4, NaHS и др.).

Основные соли, например MgCl(OH) и $Cu_2CO_3(OH)_2$, в своем большинстве практически нерастворимы в воде, и обсуждать их поведение в водном растворе невозможно.

Двойные соли — это электролиты, которые при диссоциации, в отличие от средних солей, поставляют в водный раствор два любых вида катионов, кроме H^+:

$$Fe(NH_4)_2(SO_4)_2 = Fe^{2+} + 2NH_4^+ + 2SO_4^{2-}$$

Конечно, если катионы или анион таких солей подвергаются обратимому гидролизу, то в растворе появится некоторый избыток ионов H^+ или OH^-. В нашем примере двойной соли оба катиона гидролизуются и создают избыток ионов H^+:

$$Fe^{2+} + H_2O \rightleftarrows FeOH^+ + H^+, \text{pH} < 7$$

$$NH_4^+ + H_2O \rightleftarrows NH_3 \cdot H_2O + H^+, \text{pH} < 7$$

СРЕДА ВОДНЫХ РАСТВОРОВ. ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ. СТЕПЕНЬ ДИССОЦИАЦИИ

Водные растворы к и с л о т, вследствие их электролитической диссоциации, содержат избыточную концентрацию катионов водорода H^+ и окрашивают специальные вещества — *индикаторы* — в характерный цвет. Так, л а к м у с окрашивается в растворе сильной кислоты в к р а с н ы й цвет. Другими словами, красная окраска лакмуса свидетельствует о *кислотной среде*.

Водные растворы о с н о в а н и й, вследствие их электролитической диссоциации, содержат избыточную концентрацию анионов OH^- и окрашивают л а к м у с в с и н и й цвет. Поэтому при добавлении лакмуса к раствору щелочи он приобретает синюю окраску, что доказывает наличие *щелочной среды* в данном растворе.

Водные растворы н е й т р а л ь н ы, если не содержат большого избытка катионов H^+ или анионов OH^-. *Нейтральная среда* отвечает всегда чистой воде, а также встречается в растворах негидролизующихся солей, например KNO_3 и Na_2SO_4 (см. ниже).

Сама в о д а также является электролитом, хотя и очень слабым; при ее электролитической диссоциации образуются р а в н ы е количества *катионов водорода* H^+ и *гидроксид-ионов* OH^- (*автодиссоциация воды*):

$$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$$

Свободный катион водорода H^+ (т. е. протон — не химическая частица!) сразу реагирует с молекулой воды, образуя *катион оксония* H_3O^+:

$$H^+ + H_2O = H_3O^+$$

(для простоты можно в уравнениях реакций оставлять условную запись H^+).

Концентрации катионов H^+ и анионов OH^- в чистой воде весьма малы и составляют $1 \cdot 10^{-7}$ моль/л при 25 °С.

Содержание катионов H^+ и анионов OH^- выражают обычно через *водородный показатель* pH и *гидроксильный показатель* pOH:

$$pH = -\lg[H^+],\ pOH = -\lg[OH^-]$$

В чистой воде при 25 °С

$$pH = -\lg[H^+] = -\lg(1 \cdot 10^{-7}) = 7$$

$$pOH = -\lg[OH^-] = -\lg(1 \cdot 10^{-7}) = 7$$

следовательно,

$$pH + pOH = 14$$

Это равенство справедливо и в разбавленных водных растворах электролитов, но в них значение pH может быть равно, меньше или больше pH чистой воды: pH < 7 — кислотная среда, pH > 7 — щелочная среда. Практическая шкала кислотности отвечает интервалу pH 1—13. При pH < 1 и pH > 13 растворы становятся концентрированными, а измерение pH весьма ненадежным. Изменение окраски индикаторов позволяет качественно определить область значений pH, которую имеет испытуемый раствор (табл. 4).

Таблица 4. **Интервалы перехода окраски некоторых индикаторов**

Индикатор	Интервал перехода окраски (в pH)	Изменение окраски
Метиловый оранжевый	3,0—4,4	Красная — желтая
Лакмус	5,0—8,0	Красная — синяя
Фенолфталеин	8,2—10,0	Бесцветная — красная

Так, если раствор окрашивается метиловым оранжевым в красный цвет, он имеет pH ⩽ 3 (*сильнокислый* раствор), раствор, окрашиваемый фенолфталеином в тот же цвет (с малиновым оттенком), имеет pH ⩾ 10 (*сильнощелочной* раствор).

Количественная характеристика диссоциации слабых электролитов МА — *степень диссоциации* α — есть **отношение молярной концентрации продиссоциировавшего электролита ($c_д$) к его общей молярной концентрации в растворе (c):**

$$\alpha_{MA} = \frac{c_{дисс}}{c_{MA}}.$$

Степень диссоциации выражается в долях единицы или в процентах. Очевидно, что интервал значений α от 0 до 1 (или от 0 до 100%):

значение α = 0 (0%) относится к неэлектролитам (диссоциация отсутствует),

интервал 0 (0%) < α < 1 (100%) — к слабым электролитам (диссоциация неполная),

значение α = 1 (100%) — к сильным электролитам (диссоциация полная).

Для расчета pH в растворах с и л ь н ы х электролитов — кислот НА и щелочей МОН используются выражения:

а) $HA = H^+ + A^-$, $\alpha_{HA} = 1$, $c_д = c_{HA} = c(H^+) = c(A^-)$;
$pH = -\lg c(H^+) = -\lg c(A^-) = -\lg c_{HA}$;

б) $MOH = M^+ + OH^-$, $\alpha_{MOH} = 1$, $c_д = c_{MOH} = c(M^+) = c(OH^-)$;
$pH = 14 - pOH = 14 + \lg c(OH^-) = 14 + c(M^+) = 14 + \lg c_{MOH}$.

Пример 1. Рассчитать значение pH в 0,0025М азотной кислоте.

$HNO_3 = H^+ + NO_3^-$, pH < 7; $c(H^+) = c(HNO_3)$;

$pH = -\lg c(H^+) = -\lg c(HNO_3) = -\lg 0{,}0025 = 2{,}6$.

Пример 2. Рассчитать значение pH в 0,0025М серной кислоте.

$H_2SO_4 = 2H^+ + SO_4^{2-}$, pH < 7; $c(H^+) = 2c(H_2SO_4)$;

$pH = -\lg c(H^+) = -\lg 2c(H_2SO_4) = -\lg(2 \cdot 0{,}0025) = 2{,}3$.

Пример 3. Рассчитать значение pH в 0,0025М растворе гидроксида калия.

$KOH = K^+ + OH^-$, pH > 7; $c(OH^-) = c_{KOH}$;

$pH = 14 - pOH = 14 + \lg c(OH^-) = 14 + \lg c_{KOH} = 14 + \lg 0{,}0025 = 11{,}4$.

Пример 4. Рассчитать значение pH в 0,0025М растворе гидроксида бария.

$Ba(OH)_2 = Ba^{2+} + 2OH^-$, pH > 7; $c(OH^-) = 2c[Ba(OH)_2]$;

$pH = 14 - pOH = 14 + \lg c(OH^-) = 14 + \lg 2c[Ba(OH)_2] =$
$= 14 + \lg(2 \cdot 0{,}0025) = 11{,}7$.

Обратите внимание на наличие множителя 2 в примерах (2) и (4) из-за того, что в уравнениях диссоциации H_2SO_4 и $Ba(OH)_2$ перед формулами H^+ и OH^- стоят коэффициенты 2 (в отличие от HNO_3 и KOH).

Для расчета pH в растворах слабых электролитов — кислот HA и основания $NH_3 \cdot H_2O$ (условное обозначение B) используются выражения:

а) $HA \rightleftarrows H^+ + A^-$, $\alpha_{HA} < 1$, $c_{дисс} = \alpha_{HA}c_{HA} = [H^+] = [A^-]$;

$pH = -\lg [H^+] = -\lg [A^-] = -\lg (\alpha_{HA}c_{HA})$;

б) $NH_3 \cdot H_2O \rightleftarrows NH_4^+ + OH^-$, $\alpha_B < 1$, $c_{дисс} = \alpha_B c_B = [NH_4^+] = [OH^-]$;

$pH = 14 - pOH = 14 + \lg [OH^-] = 14 + \lg [NH_4^+] = 14 + \lg (\alpha_B c_B)$.

Пример 5. Расчет значения pH 0,074M раствора уксусной кислоты (степень диссоциации 1,6%).

$CH_3COOH \rightleftarrows CH_3COO^- + H^+$, pH < 7; $[H^+] = \alpha_{HA}c_{HA}$;

$pH = -\lg [H^+] = -\lg (\alpha_{HA}c_{HA}) = -\lg (0{,}016 \cdot 0{,}074) = 2{,}93$.

Обратите внимание, что если бы CH_3COOH была сильной кислотой, то значение pH равнялось бы 1,13, т. е. кислотность раствора была бы значительно выше!

Пример 6. Расчет значения pH 0,026M раствора ортофосфорной кислоты (степень диссоциации по первой ступени 23,5%).

$H_3PO_4 \rightleftarrows H^+ + H_2PO_4^-$, pH < 7; $[H^+] = \alpha_{HA}c_{HA}$;

$pH = -\lg [H^+] = -\lg (\alpha_{HA}c_{HA}) = -\lg (0{,}235 \cdot 0{,}026) = 2{,}21$.

Пример 7. Расчет значения pH 0,002M раствора $NH_3 \cdot H_2O$ (степень диссоциации 9,31%).

$pH = 14 + \lg (\alpha_B c_B) = 14 + \lg (0{,}0931 \cdot 0{,}002) = 10{,}27$

(вывод расчетной формулы см. выше).

Значение α зависит от природы и концентрации электролита, а также от температуры раствора.

Для слабых кислот степень диссоциации в разбавленном (0,1M) растворе уменьшается от H_3PO_4 до HS^- (указан продукт диссоциации — анион кислоты):

$H_3PO_4 \longrightarrow H_2PO_4^-$	$H_2PO_4^- \longrightarrow HPO_4^{2-}$
$HF \longrightarrow F^-$	$HClO \longrightarrow ClO^-$
$HNO_2 \longrightarrow NO_2^-$	$HCN \longrightarrow CN^-$
$CH_3COOH \longrightarrow CH_3COO^-$	$H_4SiO_4 \longrightarrow H_3SiO_4^-$
$H_2CO_3 \longrightarrow HCO_3^-$	$HCO_3^- \longrightarrow CO_3^{2-}$
$HCrO_4^- \longrightarrow CrO_4^{2-}$	$HPO_4^{2-} \longrightarrow PO_4^{3-}$
$H_2S \longrightarrow HS^-$	$HS^- \longrightarrow S^{2-}$
$HSO_3^- \longrightarrow SO_3^{2-}$	$H_2O \longrightarrow OH^-$

Наибольшая степень диссоциации у кислоты H_3PO_4 по первой ступени (α = 23,5%), наименьшая — у гидросульфид-иона HS^-, т. е. у кислоты H_2S по второй ступени ($\alpha \approx 1 \cdot 10^{-7}$%). Вообще для слабой кислоты H_nA степень диссоциации по каждой следующей ступени резко уменьшается по сравнению с предыдущей; например, сравните:

$$H_3PO_4 \xrightarrow[-H^+]{} H_2PO_4^- \xrightarrow[-H^+]{} HPO_4^{2-} \xrightarrow[-H^+]{} PO_4^{3-}$$

$\alpha = 23{,}5\%$ $\qquad \alpha = 3 \cdot 10^{-4}\%$ $\qquad \alpha = 2 \cdot 10^{-9}\%$

Объяснить этот факт можно исходя из принципа Ле-Шателье (см. раздел 4). Действительно, если

$$(I) \quad H_2CO_3 \rightleftarrows H^+ + HCO_3^- \qquad (\alpha_1)$$

$$(II) \quad HCO_3^- \rightleftarrows H^+ + CO_3^{2-} \qquad (\alpha_2 \ll \alpha_1)$$

то значительно более высокая концентрация ионов H^+ на стадии I создает избыток ионов H^+ для стадии II и очень сильно подавляет (сдвигает влево) равновесие (II):

$$(I) \quad H_2CO_3 \rightleftarrows H^+ + HCO_3^-$$

$$(II) \quad HCO_3^- \rightleftarrows H^+ + CO_3^{2-} \; (\longleftarrow)$$

и тем самым уменьшает степень диссоциации ($\alpha_2 \ll \alpha_1$). Следовательно (очень важный вывод!), в растворе H_2CO_3 ионов

CO_3^{2-} (или, в общем виде, в растворе H_nA — ионов A^{n-}) практически нет.

Вот почему расчет pH для слабых многоосновных кислот ведут только по первой ступени (см. выше для H_3PO_4); увеличение концентрации ионов H^+ по второй, третьей, ... ступеням всегда пренебрежимо мало.

Диссоциация иона HS^- (а также ионов $H_2SiO_4^{2-}$, $HSiO_4^{3-}$) протекает почти так же слабо, как и диссоциация самой воды H_2O (поэтому вода включена в список слабых кислот).

Обратите внимание на то, что в списке отсутствуют молекулы хромовой кислоты H_2CrO_4 и полигидрата диоксида серы $SO_2 \cdot nH_2O$ (называемого традиционно, но неверно сернистой кислотой H_2SO_3). Дело в том, что в разбавленном водном растворе первые стадии диссоциации этих кислот практически необратимы ($\alpha \to 1$):

$$H_2CrO_4 = H^+ + HCrO_4^-$$

$$SO_2 \cdot nH_2O = H^+ + HSO_3^- + (n-1)H_2O$$

другими словами, по первой ступени они диссоциируют как сильные кислоты, а по второй (диссоциация ионов $HCrO_4^-$, HSO_3^-) — как слабые. Действительно же сильные кислоты H_nA диссоциируют нацело по всем ступеням:

$$H_2SO_4 = H^+ + [HSO_4^-] \quad (\alpha \to 1)$$

$$[HSO_4^-] = H^+ + SO_4^{2-} \quad (\alpha \to 1)$$

что дает возможность изображать их диссоциацию о д н и м уравнением

$$H_2SO_4 = 2H^+ + SO_4^{2-}$$

Из этого вытекает важный вывод: с и л ь н а я кислота (например, H_2SO_4) в р а з б а в л е н н о м растворе полностью диссоциирована по второй ступени, поэтому гидроанионов HSO_4^- в растворе практически нет.

В к о н ц е н т р и р о в а н н о м растворе степень диссоциации сильно уменьшается (и для первой, и для второй ступеней) и появляется заметная концентрация как молекул (H_2SO_4), так и гидроанионов (HSO_4^-):

$$H_2SO_4(\text{конц.}) \rightleftarrows H^+ + HSO_4^- \quad (\alpha_1 < 1)$$

$$HSO_4^- \rightleftarrows H^+ + SO_4^{2-} \quad (\alpha_2 < \alpha_1, \alpha_2 \ll 1)$$

и поэтому складывать уравнения этих стадий нельзя.

Установлено, что **при повышении температуры раствора и уменьшении концентрации растворенного вещества (т. е. при разбавлении раствора) степень диссоциации увеличивается.**

Н а г р е в а н и е растворов способствует разрыхлению связей в молекулах слабых электролитов, вследствие чего на ионы распадается большее число молекул электролита. При р а з б а в л е н и и растворов водой увеличившееся число молекул воды способствует диссоциации большего числа молекул слабого электролита; это иллюстрирует описанная выше диссоциация H_2SO_4 в концентрированном и в разбавленном растворах.

В п р е д е л ь н о р а з б а в л е н н ы х растворах даже самые слабые электролиты (малорастворимые осно́вные и амфотерные гидроксиды и др.) становятся достаточно сильными ($\alpha \to 1$), но из-за весьма малой концентрации вещества значение pH таких растворов практически не отличается от нейтральности чистой воды (pH $\to$ 7).

Например, гидроксид меди(II) практически нерастворим в воде (растворимость равна $2{,}4 \cdot 10^{-6}$ г/100 г H_2O); та его малая часть, которая переходит в раствор, диссоциирует так:

$$Cu(OH)_{2(p)} = CuOH^+ + OH^- \quad (\alpha = 1)$$

$$CuOH^+ \rightleftarrows Cu^{2+} + OH^- \quad (\alpha \to 1)$$

Расчет показывает, что в предельно разбавленном и одновременно насыщенном растворе этого вещества pH = 7,4, т. е. почти не отличается от pH нейтральной среды (pH 6—8).

Аналогично гидроксид алюминия $Al(OH)_3$ также практически нерастворим в воде ($4{,}7 \cdot 10^{-7}$ г/100 г H_2O); при этом та его малая часть, которая переходит в раствор, диссоциирует двояко (проявление амфотерности):

а) диссоциация по типу оснований:

$$Al(OH)_{3(р)} = Al(OH)_2^+ + OH^- \qquad (\alpha = 1)$$
$$Al(OH)_2^+ \rightleftarrows AlOH^{2+} + OH^- \qquad (\alpha \to 1)$$
$$AlOH^{2+} \rightleftarrows Al^{3+} + OH^- \qquad (\alpha < 1)$$

б) диссоциация по типу кислот

$$Al(OH)_{3(р)} + H_2O \rightleftarrows [Al(OH)_4]^- + H^+ \qquad (\alpha \to 1)$$

и предельно разбавленный раствор $Al(OH)_3$ остается почти нейтральным.

В химической практике предельно разбавленные растворы не используются, так как хотя они содержат электролит в почти полностью диссоциированном состоянии, но в таком малом количестве, что становится экономически невыгодно проводить химические реакции с участием электролитов и технически сложно наблюдать результаты этих реакций.

РЕАКЦИИ ОБМЕНА В РАСТВОРЕ

Химические реакции в растворах электролитов (кислот, оснований и солей) протекают при участии ионов. Если такие реакции не сопровождаются изменением степеней окисления, они называются *реакциями двойного обмена*.

В соответствии с *правилом Бертолле* **реакции обмена протекают только тогда, когда образуются твердое малорастворимое соединение (осадок), легколетучее вещество (газ) или малодиссоциирующее соединение (очень слабый электролит, в том числе и вода).** В таких случаях реакции будут практически необратимыми.

Реакцию обмена в растворе принято изображать тремя уравнениями: *молекулярным, полным ионным* и *кратким ионным*. В ионном уравнении слабые электролиты, газы и малорастворимые вещества изображают молекулярными формулами. Образование осадков отмечают знаком (↓), образование газов — знаком (↑):

$$Na_2CO_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + CO_2\uparrow + H_2O$$
$$2Na^+ + CO_3^{2-} + 2H^+ + SO_4^{2-} = 2Na^+ + SO_4^{2-} + CO_2\uparrow + H_2O$$
$$CO_3^{2-} + 2H^+ = CO_2\uparrow + H_2O$$

В дальнейшем мы будем опускать полные ионные уравнения (вторая строчка в примере), оставляя только молекулярное и кратное ионное уравнения реакций (первая и третья строчки примера).

Другие примеры уравнений реакций двойного обмена в растворе:

1) $HI_{(р)} + NaOH = NaI + H_2O$
   $H^+ + OH^- = H_2O$
2) $Mg(OH)_{2(т)} + 2HNO_3 = Mg(NO_3)_2 + 2H_2O$
   $Mg(OH)_{2(т)} + 2H^+ = Mg^{2+} + 2H_2O$
3) $Ca(OH)_{2(р)} + 2HF_{(р)} = CaF_2\downarrow + 2H_2O$
   $Ca^{2+} + 2OH^- + 2HF_{(р)} = CaF_2\downarrow + 2H_2O$
4) $H_2S_{(г)} + Pb(NO_3)_2 = PbS\downarrow + 2HNO_3$
   $H_2S_{(г)} + Pb^{2+} = PbS\downarrow + 2H^+$
5) $3CaCl_2 + 2K_3PO_4 = Ca_3(PO_4)_2\downarrow + 6KCl$
   $3Ca^{2+} + 2PO_4^{3-} = Ca_3(PO_4)_2\downarrow$
6) $BaS + ZnSO_4 = BaSO_4\downarrow + ZnS\downarrow$
   $Ba^{2+} + S^{2-} + Zn^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow + ZnS\downarrow$

В примерах (3) и (6) полное и краткое ионные уравнения совпадают.

При написании ионных уравнений следует обязательно руководствоваться таблицей растворимости кислот, оснований и солей в воде (приложение 3), т. е. обязательно проверять растворимость реагентов и продуктов, отмечая это в уравнениях.

Следует иметь в виду, что реакции двойного обмена между солями с образованием осадков протекают во всех тех случаях, когда растворимость реагентов выше, чем растворимость одного из продуктов. При заданном катионе, например Pb^{2+},

осадок, например сульфата свинца(II) $PbSO_4$, можно получить не только по реакции между хорошо растворимыми реагентами (под веществами указана растворимость по приложению 3):

1) $Pb(NO_3)_2 + Na_2SO_4 = PbSO_4\downarrow + 2NaNO_3$

«р» + «р» ⟶ «н» + «р»

но и при наличии одного малорастворимого реагента:

2) $PbI_2 + MgSO_4 = PbSO_4\downarrow + MgI_2$

«м» + «р» ⟶ «н» + «р»

Краткий ионный вид этих уравнений:

1) $Pb^{2+} + SO_4^{2-} = PbSO_4\downarrow$

2) $PbI_{2(т)} + SO_4^{2-} = PbSO_4\downarrow + 2I^-$

Однако реакции протекать не будут и осадок $PbSO_4$ не выпадет, если один из подобранных реагентов — практически нерастворимое вещество, как и сам сульфат свинца(II):

3) $Pb(OH)_2 + Na_2SO_4 \neq$

«н» + «р» —×→

Для получения осадка малорастворимого вещества («м» в приложении 3) всегда надо выбирать хорошо растворимые реагенты и использовать достаточно концентрированные растворы. Пример:

$Pb(NO_3)_2 + 2KCl = PbCl_2\downarrow + 2KNO_3$

«р» + «р» ⟶ «м» + «р»

Подчеркнем еще раз, что указанное правило подбора реагентов для реакций осаждения справедливо только для *солей*, а сравнение растворимости — только для солей *одного и того же катиона*. Учтите, что данное правило не относится к реакциям нейтрализации; например, осадок $PbSO_4$ выпадет при обработке $Pb(OH)_2$ серной кислотой:

$$Pb(OH)_{2(т)} + H_2SO_4 = PbSO_4\downarrow + 2H_2O$$

$$Pb(OH)_{2(т)} + 2H^+ + SO_4^{2-} = PbSO_4\downarrow + 2H_2O$$

ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Взаимодействие солей с водой, приводящее к появлению кислотной или щелочной среды в водном растворе, но не сопровождающееся образованием осадков или газов, называется *обратимым гидролизом* (С. Аррениус, 1890 г.).

В водном растворе соль сначала диссоциирует на катионы и анионы (необратимая реакция):

$$KNO_2 = K^+ + NO_2^-$$

Если среди образовавшихся ионов присутствует анион слабой кислоты (в примере — нитрит-ион NO_2^- слабой кислоты HNO_2), то протекает *гидролиз по аниону*. Этот ион начинает реагировать с водой, создавая щелочную среду (обратимая реакция):

$$NO_2^- + H_2O \rightleftarrows HNO_2 + OH^-, pH > 7$$

В растворе Na_3PO_4 также имеет место гидролиз по аниону:

диссоциация | $Na_3PO_4 = 3Na^+ + PO_4^{3-}$

гидролиз | $PO_4^{3-} + H_2O \rightleftarrows HPO_4^{2-} + OH^-, pH > 7$

Обратите внимание, во-первых, на то, что в уравнении обратимого гидролиза всегда используется одна молекула воды (кроме реакций с участием иона SiO_4^{4-}, где молекул воды три — см. ниже), и, во-вторых, на то, что нельзя складывать уравнения диссоциации и гидролиза, поскольку эти реакции протекают в разной степени — для диссоциации $\alpha \to 1$, а для гидролиза $\alpha < 1$.

Гидролиз протекает в очень малой степени (в 0,1М растворе KNO_2 степень гидролиза по аниону составляет 0,0014%), но этого оказывается достаточно, чтобы раствор стал слабощелочным (pH = 8,14).

Степень гидролиза по аниону зависит от степени диссоциации слабой кислоты. **Чем слабее кислота, тем выше степень гидролиза** (ниже дан ряд анионов, расположенных по увеличению степени гидролиза от F^- до SiO_4^{4-}, показан и продукт гидролиза — молекула кислоты или содержащий на один атом водорода больше ее анион):

$F^- \longrightarrow HF$

$NO_2^- \longrightarrow HNO_2$

$CH_3COO^- \longrightarrow CH_3COOH$

$HCO_3^- \longrightarrow H_2CO_3$

$CrO_4^{2-} \longrightarrow HCrO_4^-$

$HS^- \longrightarrow H_2S$

$SO_3^{2-} \longrightarrow HSO_3^-$

$HPO_4^{2-} \longrightarrow H_2PO_4^-$

$ClO^- \longrightarrow HClO$

$CN^- \longrightarrow HCN$

$CO_3^{2-} \longrightarrow HCO_3^-$

$PO_4^{3-} \longrightarrow HPO_4^{2-}$

$S^{2-} \longrightarrow HS^-$

$SiO_4^{4-} \longrightarrow H_2SiO_4^-$

В приведенном ряду гидролизуемых анионов отсутствует ион $H_2PO_4^- \rightleftarrows H^+ + HPO_4^{2-}$, как указывалось выше. Для ионов PO_4^{3-} и S^{2-} гидролиз протекает в очень большой степени (α равна 37% и 58% соответственно) и растворы солей с этими анионами, например K_3PO_4 и Na_2S, сильнощелочные (pH 12—13).

Итак, соли, образованные катионом сильного основания и анионом слабой кислоты, подвергаются гидролизу по аниону и создают в растворе щелочную среду.

Рассмотрим теперь *гидролиз по катиону*. После необратимой диссоциации растворенной соли, содержащей катион слабого основания (для $NH_3 \cdot H_2O$ — ион NH_4^+)

$$NH_4NO_3 = NH_4^+ + NO_3^-$$

протекает обратимый гидролиз иона NH_4^+:

$$NH_4^+ + H_2O \rightleftarrows NH_3 \cdot H_2O + H^+, \ pH < 7$$

В растворах солей аммония, образованных сильными кислотами, среда будет слабокислотной (pH < 7).

Катионы многих металлов также подвергаются гидролизу и подкисляют растворы их солей, например:

диссоциация	$Fe(NO_3)_3 = Fe^{3+} + 3NO_3^-$
гидролиз	$Fe^{3+} + H_2O \rightleftarrows FeOH^{2+} + H^+, \ pH < 7$

Степень гидролиза катионов увеличивается в ряду:

$$Ni^{2+} — La^{3+} — Mn^{2+} — NH_4^+ — Co^{2+} — Zn^{2+} — Cd^{2+} — Cu^{2+} —$$
$$— Fe^{2+} — Pb^{2+} — Al^{3+} — Sc^{3+} — Cr^{3+} — Fe^{3+}$$

Так, в 0,1М растворе соли Ni^{2+}, например $Ni(NO_3)_2$, среда слабокислотная (pH = 6, α = 0,001%), а в растворах $CrCl_3$ и $FeCl_3$ — сильнокислотная (pH 1—2, α от 3 до 30%).

Гидроксиды, отвечающие гидролизуемым катионам металлов, например $Mn(OH)_2$ и $Al(OH)_3$, практически нерастворимы в воде, но если бы они обладали высокой растворимостью, то были бы слабыми основаниями или амфотерными гидроксидами.

Соли, образованные очень сильно гидролизуемыми катионами Sn^{2+}, Bi^{3+} и Be^{2+}, вообще не удается растворить в воде, так как гидроксокатионы получаются в такой высокой концентрации, что превышается малая растворимость соответствующей осно́вной соли и она выпадает в осадок:

$$SnCl_2 + H_2O = Sn(Cl)OH\downarrow + HCl$$

$$Bi(NO_3)_3 + H_2O = Bi(NO_3)_2OH\downarrow + HNO_3$$

$$2BeSO_4 + 2H_2O = Be_2SO_4(OH)_2\downarrow + H_2SO_4$$

Итак, соли, образованные катионом слабого основания и анионом сильной кислоты, подвергаются гидролизу по катиону и образуют в растворе кислотную среду.

Соли, образованные одновременно катионами слабых оснований (кроме катиона NH_4^+) и анионами слабых кислот, например $MgCO_3$, $AlPO_4$ и CdS, малорастворимы в воде, и обсуждать их гидролиз не имеет смысла. Наоборот, некоторые фториды и ацетаты этих катионов хорошо растворимы в воде, они гидролизуются (в разной степени) *по катиону* и *аниону*; среда раствора определяется тем ионом соли, у которого степень гидролиза выше (в большинстве случаев выше степень гидролиза катионов и среда раствора слабокислотная).

То же наблюдается в растворах солей аммония и слабых кислот:

1) $NH_4F = NH_4^+ + F^-$

$NH_4^+ + H_2O \rightleftarrows NH_3 \cdot H_2O + H^+(\alpha_1)$

$F^- + H_2O \rightleftarrows HF + OH^-(\alpha_2 < \alpha_1)$

$\alpha_1H^+ + \alpha_2OH^- = \alpha_2H_2O + (\alpha_1 - \alpha_2)H^+$, **pH < 7**

2) $NH_4CH_3COO = NH_4^+ + CH_3COO^-$

$NH_4^+ + H_2O \rightleftarrows NH_3 \cdot H_2O + H^+(\alpha_1)$

$CH_3COO^- + H_2O \rightleftarrows CH_3COOH + OH^-(\alpha_2 = \alpha_1)$

$\alpha_1 H^+ + \alpha_2 OH^- = \alpha_1$ (или α_2) H_2O, **pH = 7**

3) $NH_4CN = NH_4^+ + CN^-$

$NH_4^+ + H_2O \rightleftarrows NH_3 \cdot H_2O + H^+(\alpha_1)$

$CN^- + H_2O \rightleftarrows HCN + OH^-(\alpha_2 > \alpha_1)$

$\alpha_1 H^+ + \alpha_2 OH^- = \alpha_1 H_2O + (\alpha_2 - \alpha_1)OH^-$, **pH > 7**

В растворе NH_4F среда слабокислотная, в растворе NH_4CH_3COO среда нейтральная (но это вовсе не означает, что гидролиз не протекает!), в растворе NH_4CN среда слабощелочная.

Сульфид аммония $(NH_4)_2S$ вообще неустойчив в водном растворе из-за полного гидролиза; при растворении в воде он переходит в гидросульфид аммония NH_4HS и гидрат аммиака $NH_3 \cdot H_2O$:

$$(NH_4)_2S + H_2O = NH_4HS + NH_3 \cdot H_2O$$

$$NH_4^+ + S^{2-} + H_2O = HS^- + NH_3 \cdot H_2O$$

Карбонаты многих металлов практически нерастворимы в воде и не гидролизуются, будучи внесенными в воду; примером может служить карбонат марганца(II) $MnCO_3$ (минерал *родохрозит*). Однако получить осадок $MnCO_3$ по обменной реакции нельзя из-за протекающего необратимого гидролиза:

$$2MnCl_2 + H_2O + 2Na_2CO_3 = Mn_2CO_3(OH)_2\downarrow + CO_2\uparrow + 4NaCl$$

$$2Mn^{2+} + H_2O + 2CO_3^{2-} = Mn_2CO_3(OH)_2\downarrow + CO_2\uparrow$$

Аналогичны свойства сульфида хрома(III) Cr_2S_3:

$$2CrCl_3 + 6H_2O + 3Na_2S = 2Cr(OH)_3\downarrow + 3H_2S\uparrow + 6NaCl$$

$$2Cr^{3+} + 6H_2O + 3S^{2-} = 2Cr(OH)_3\downarrow + 3H_2S$$

Ацетаты алюминия, бериллия и хрома(III), а также сульфиды алюминия и бериллия полностью гидролизуются как при внесении в воду сухих солей, так и при попытке их получения по обменным реакциям, например:

$$Be(CH_3COO)_2 + 2H_2O = Be(OH)_2\downarrow + 2CH_3COOH$$

$$Be^{2+} + 2CH_3COO^- + 2H_2O = Be(OH)_2\downarrow + 2CH_3COOH$$

$$Be(NO_3)_2 + 2H_2O + 2NaCH_3COO =$$
$$= Be(OH)_2\downarrow + 2CH_3COOH + 2NaNO_3$$

$$Be^{2+} + 2H_2O + 2CH_3COO^- = Be(OH)_2\downarrow + 2CH_3COOH$$

$$Al_2S_3 + 6H_2O = 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2S\uparrow$$

$$2AlCl_3 + 6H_2O + 3Na_2S = 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2S\uparrow + 6NaCl$$

$$2Al^{3+} + 6H_2O + 3S^{2-} = 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2S\uparrow$$

Все случаи гидролиза показаны в приложении 3. Там же отмечены не полученные никаким способом (т. е. неизвестные науке) соли, например, имевшие бы формулы Fe_2S_3 и CuI_2, при попытке получения которых по гипотетическим обменным реакциям в растворе в действительности протекают реакции окисления-восстановления:

$$2FeCl_3 + 3Na_2S = 2FeS\downarrow + S\downarrow + 6NaCl$$

$$2CuSO_4 + 4KI = 2CuI\downarrow + I_2\downarrow + 2K_2SO_4$$

Соли, **образованные катионами сильных оснований и кислот, гидролизу не подвергаются**; они лишь диссоциируют при растворении в воде. В растворах таких солей, как KCl, $NaNO_3$, Na_2SO_4 и BaI_2, среда нейтральная:

$$Na_2SO_4 = 2Na^+ + SO_4^{2-}, \quad pH = 7$$

$$BaI_2 = Ba^{2+} + 2I^-, \quad pH = 7$$

Поскольку реакции гидролиза по катиону или по аниону о б р а т и м ы е, состояние равновесия можно сдвигать по принципу Ле-Шателье.

Для у в е л и ч е н и я степени гидролиза раствор соли можно либо р а з б а в и т ь (но не до предельного состояния почти

чистой воды), либо подогреть (реакция гидролиза — эндотермическая, *эндо*-эффект $-Q$ для наглядности перенесен с обратным знаком в левую часть уравнения):

$$NH_4^+ + \underset{\substack{\uparrow\quad\uparrow\\\text{добавление}}}{H_2O + Q} \rightleftarrows NH_3 \cdot H_2O + H^+ [-Q] \qquad (\longrightarrow)$$

Иногда кипячение раствора приводит к необратимой реакции гидролиза:

$$FeCl_3 + 2H_2O \xrightarrow{100\ ^\circ C} FeO(OH)\downarrow + 3HCl\uparrow$$

Обратите внимание на то, что гидроксид $Fe(OH)_3$ не существует.

При разбавлении и нагревании раствора степень гидролиза увеличивается.

Для уменьшения степени (для подавления) гидролиза, помимо охлаждения раствора, применяют добавление ионов среды, образующихся вследствие гидролиза:

$$\text{а) } F^- + H_2O \rightleftarrows HF + \underset{\substack{\uparrow\\\text{добавление}}}{OH^-} \qquad (\longleftarrow)$$

$$\text{б) } Cr^{3+} + H_2O \rightleftarrows CrOH^{2+} + \underset{\substack{\uparrow\\\text{добавление}}}{H^+} \qquad (\longleftarrow)$$

Для сдвига равновесия влево достаточно добавить в раствор (а) немного щелочи, а в раствор (б) немного сильной кислоты. Щелочь создает высокую концентрацию ионов OH^-, а сильная кислота — высокую концентрацию ионов H^+ по сравнению с исходными растворами фторида металла и соли хрома(III). Соли, образующие осадки при гидролизе, можно удержать в растворе также добавлением кислоты. Например, при гидролизе $Bi(NO_3)_3$ образуется осадок осно́вной соли $Bi(NO_3)_2OH$ (уравнение реакции приведено выше). Добавление азотной кислоты переводит осно́вную соль в раствор:

$$Bi(NO_3)_2OH_{(т)} + HNO_3 = Bi(NO_3)_{3(р)} + H_2O$$

но это будет уже раствор $Bi(NO_3)_3$ не в воде, а в разбавленной азотной кислоте.

ГИДРОЛИЗ БИНАРНЫХ СОЕДИНЕНИЙ

Многие вещества, относимые к типу бинарных соединений, не являющихся солями (см. раздел 10), не могут существовать в водном растворе вследствие протекания *полного гидролиза*:

$$Mg_3N_2 + 8H_2O = 3Mg(OH)_2\downarrow + 2(NH_3 \cdot H_2O)$$

$$CaC_2 + 2H_2O = Ca(OH)_2\downarrow + C_2H_2\uparrow$$

$$SCl_2O_2 + 2H_2O = H_2SO_4 + 2HCl$$

Обратите внимание, что в реакциях гидролиза степени окисления элементов не меняются:

$$P_2^{V}S_5^{-II} + 8H_2O = 2H_3P^{V}O_4 + 5H_2S^{-II}\uparrow$$

$$Cl_3^{I}N^{-III} + 4H_2O = 3HCl^{I}O + N^{-III}H_3 \cdot H_2O$$

Реакции гидролиза бинарных соединений необратимы, и разложение бинарных соединений полное, поэтому следует оберегать бинарные соединения от воздействия воды и влажного воздуха. Так, если открыть склянку с жидким тетрахлоридом кремния

$$SiCl_4 + (n + 2)H_2O = SiO_2 \cdot nH_2O\downarrow + 4HCl\uparrow$$

то появляется белый дым — частички $SiO_2 \cdot nH_2O$.

Вопросы и упражнения

1. Вещества

$(NH_4)_2SO_4$, H_3PO_4, $AgNO_3$, CO_2, $Ba(OH)_2$, HCN, $AgCl$, O_2, MnO_2, $Al_2(SO_4)_3$, HNO_3, SO_2, $FeO(OH)$, $KMnO_4$, $BaSO_4$, NO, $KCr(SO_4)_2$, $Ca_3(PO_4)_2$, $NH_3 \cdot H_2O$, $Cu(OH)_2$, Na_3PO_4, CH_3COOH

распределите по категориям:

а) хорошо растворимые сильные электролиты;

б) хорошо растворимые слабые электролиты;

в) малорастворимые вещества (осадки);

г) легколетучие вещества (газы).

Используйте при необходимости приложение 3.

2. Составьте уравнения электролитической диссоциации:

а) с и л ь н ы х кислот HBr, $HClO_3$, H_2SeO_4, $HMnO_4$

б) с л а б ы х кислот $HBrO$, HF, H_2S, HNO_2, H_2SeO_3, H_3PO_4

в) с и л ь н ы х оснований $NaOH$, $Ba(OH)_2$, $LiOH$

г) с о л е й $Cu(NO_3)_2$, $Cr_2(SO_4)_3$, $AlCl_3$, CuF_2

д) д в о й н ы х солей $KAl(SO_4)_2$, $Rb_2Zn(SO_4)_2$, $KMgCl_3$

е) к и с л ы х солей $NaHSO_3$, $Ca(HCO_3)_2$, Na_2HPO_4, $Ba(HS)_2$

3. Для оценки среды раствора сероводорода учащийся написал уравнения реакций

$$H_2S = 2H^+ + S^{2-}$$

$$S^{2-} + H_2O \rightleftarrows HS^- + OH^-, \ pH > 7$$

и сделал вывод, что среда щелочная. Какие ошибки здесь допущены?

4. Определите (устно) молярную концентрацию азотной кислоты в растворе: а) с концентрацией катионов водорода 0,294 моль/л, б) с pH = 3.

5. Определите (устно) молярную концентрацию гидроксида натрия в растворе: а) с концентрацией катионов натрия 0,074 моль/л, б) с pH = 11.

6. Определите (устно): а) концентрацию катионов и анионов в 0,05М растворе сульфата натрия, б) количество катионов и анионов в 200 мл этого раствора.

7. Рассчитайте (устно) водородный показатель pH: а) 0,01М раствора хлороводорода, б) 0,01М раствора гидроксида лития.

8. Определите (устно) молярную концентрацию катионов водорода в растворе, где pH равно: а) 4, б) 10.

9. Определите (устно) молярную концентрацию гидроксид-ионов в растворе, где pH равно: а) 4, б) 10.

10. В трех стаканах находятся 0,01М растворы KOH, $Ba(OH)_2$ и $NH_3 \cdot H_2O$. Укажите (не прибегая к расчету), в каком из растворов значение pH будет выше.

11. В трех стаканах находятся 0,01М растворы HNO_3, H_2SO_4 и CH_3COOH. Укажите (не прибегая к расчету), в каком из растворов значение pH будет ниже.

12. Почему протекает реакция $CaCl_2 + K_2CO_3 = CaCO_3\downarrow + ...$, но не протекает реакция $CaCl_2 + H_2CO_3 \neq (CaCO_3\downarrow + ...)$?

13. Почему обратимая диссоциация H_2S в растворе протекает, а в присутствии избытка HCl не протекает?

14. Имеются два раствора уксусной кислоты, в которых степень диссоциации растворенного вещества равна 1,34% и 4,25%. Укажите (не прибегая к расчету), в каком из растворов объемом 0,25 л содержится больше катионов водорода.

15. Укажите реакции, для которых составление ионных уравнений имеет смысл:

а) $Fe_2O_3 + 3H_2 = 2Fe + 3H_2O$ (пар)

б) $2(NH_3 \cdot H_2O) + MgSO_4 = Mg(OH)_2\downarrow + (NH_4)_2SO_4$

в) $HBrO_3 + 5HBr = 3Br_2 + 3H_2O$

г) $4NH_3 + 3O_2 = 2N_2 + 6H_2O$ (пар)

д) $3Cl_2 + 6KOH = KClO_3 + 5KCl + 3H_2O$

е) $2Cu(NO_3)_2 = 2CuO + 4NO_2 + O_2$

16. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций двойного обмена в растворе:

а) $Pb(NO_3)_2 + Na_2S =$

б) $FeCl_3 + Na_3PO_4 =$

в) $Pb(CH_3COO)_2 + H_2S =$

г) $Na_2SO_4 + AgNO_3 =$

д) $Ba(NO_3)_2 + Al_2(SO_4)_3 =$

е) $FeSO_4 + KOH =$

17. Составьте возможные молекулярные уравнения реакций по указанным ионным уравнениям:

а) $Ca^{2+} + CO_3^{2-} = CaCO_3\downarrow$

б) $S^{2-} + 2H^+ = H_2S\uparrow$

в) $NH_4^+ + OH^- = NH_3 \cdot H_2O_{(р)}$

г) $Cu^{2+} + 2OH^- = Cu(OH)_2\downarrow$

д) $H^+ + F^- = HF_{(р)}$

е) $Cr^{3+} + 3I^- = CrI_3\downarrow$

18. Определите, возможно ли (да, нет) совместное существование в водном растворе следующих веществ:

а) нитрат бария и сульфат аммония;

б) сульфид кальция и ацетат натрия;

в) гидроксид бария и нитрат магния;

г) ортофосфат калия и нитрат свинца(II);

д) катион серебра(I) и бромид-ион;

е) катион кадмия(II) и гидроксид-ион.

19. Объясните, почему насыщенный раствор гидроксида магния не окрашивается фенолфталеином в малиновый цвет, но после кипячения раствора окраска появляется.

20. Укажите вещества а) хорошо растворимые в воде, б) полностью диссоциирующие в водном растворе: $(NH_4)_2SO_4$, H_2S, $Ca_3(PO_4)_2$, H_3PO_4, NH_4I, $Ba(OH)_2$, PbS, $CaCl_2$, $Fe(OH)_2$, Na_2CO_3, $BaSO_4$, $Mg(OH)_2$, CaF_2. Совпадают ли (да, нет) списки веществ пунктов а) и б)? Почему? Дайте мотивированный ответ.

21. Составьте уравнения обратимого гидролиза солей $NaCH_3COO$, $(NH_4)_2SO_4$, K_2CO_3, Rb_2SO_3, $Cu(NO_3)_2$, $FeSO_4$, Na_2S, $CrCl_3$, $Mn(ClO_4)_2$, KF. Укажите среду раствора.

22. В пробирках имеются водные растворы солей $AlCl_3$, KBr, Na_3PO_4. К первому из этих растворов добавили лакмус, ко второму — метиловый оранжевый, к третьему — фенолфталеин. Укажите окраску индикаторов в растворах. Ответ подтвердите уравнениями реакций.

23. К растворам NaH_2PO_4, Na_2HPO_4 и Na_3PO_4 добавили лакмус. Какой будет окраска каждого из растворов?

24. Установлено, что в растворе $NaCO_3$ pH = 11, а в растворе $NaHCO_3$ pH = 8. Почему?

25. Имеются растворы $RbCl$, Rb_2CO_3, NH_4Cl, $RbHCO_3$. В каком из растворов значение pH будет ниже?

26. Почему не удается приготовить водный раствор $Sn(NO_3)_2$, но можно растворить эту соль в разбавленной азотной кислоте? Что произойдет при сильном разбавлении кислого раствора?

27. Значение pH раствора $NaHCO_3$ растет при нагревании. Почему?

28. Имеются растворы ацетата натрия и хлорида аммония. В первый раствор добавляют фенолфталеин, во второй — метиловый оранжевый. Окраска индикатора не изменяется. После кипячения растворов к ним опять добавляют те же индикаторы. Теперь окраска меняется. Почему?

29. Сливают растворы: а) сульфата алюминия и карбоната натрия, б) нитрата хрома(III) и сульфида калия. Укажите результаты опыта.

30. Учащийся записал уравнение взаимодействия хлорида бериллия и сульфида калия в растворе так:

а) $BeCl_2 + K_2S = Be^{2+} + 2Cl^- + 2K^+ + S^{2-}$

б) $Be^{2+} + H_2O \rightleftarrows BeOH^+ + H^+$

$S^{2-} + H_2O \rightleftarrows HS^- + OH^-$

Какие ошибки здесь допущены? Какая среда будет в конечном растворе?

31. Значение pH в 0,01M растворе азотной кислоты при 25 °C равно 2. Определите (устно), какое значение pH имеет $1 \cdot 10^{-8}$M раствор той же кислоты.

32. Значение pH в 0,001M растворе гидроксида калия при 25 °C равно 11. Определите (устно), какое значение pH имеет $1 \cdot 10^{-9}$M раствор того же основания.

33. Раствор циановодорода HCN имеет pH < 7. Постепенно добавляют цианид калия KCN и констатируют, что среда раствора становится менее кислотной, затем нейтральной и, наконец, щелочной (pH > 7). Объясните результаты опыта.

34. Подберите коэффициенты в уравнениях реакций полного гидролиза бинарных соединений:

а) $Li_3N + H_2O \longrightarrow LiOH + NH_3\uparrow$

б) $Ca_3P_2 + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + PH_3\uparrow$

в) $Al_4C_3 + H_2O \longrightarrow Al(OH)_3\downarrow + CH_4\uparrow$

г) $BCl_3 + H_2O \longrightarrow B(OH)_3\downarrow + HCl$

д) $PCl_3O + H_2O \longrightarrow H_3PO_4 + HCl$

е) $IF_7 + H_2O \longrightarrow H_5IO_6 + HF$

ж) $SF_4 + H_2O \longrightarrow SO_2 \cdot nH_2O + HF$

з) $SCl_2O + H_2O \longrightarrow SO_2 \cdot nH_2O + HCl$

Докажите, что все эти реакции являются обменными. Какое значение pH (< 7, 7, > 7) будет иметь каждый конечный раствор?

35. Учащийся записал уравнение взаимодействия пентахлорида фосфора с водой по стадиям:

а) $PCl_5 = P^{5+} + 5Cl^-$

б) $P^{5+} + 5H_2O = P(OH)_5\downarrow + 5H^+$

в) $5H^+ + 5Cl^- = 5HCl$

Какие ошибки допустил учащийся? Составьте правильное уравнение реакции.

36. В шесть пробирок с водой внесены вещества: $CaCO_3$, K_2SO_3, $(NH_4)_2SeO_4$, $CsNO_3$, Al_2S_3, Na_2C_2. Укажите, в каких пробирках: а) образуется прозрачный раствор, б) выпадет осадок. В двух пробирках наблюдали выделение газа (какого?). Ответ подтвердите уравнениями реакций. Определите реакцию среды раствора в каждой из пробирок.

37. Смешивают равные объемы 0,01M растворов:

а) $NaOH$, $HClO$ б) $NaOH$, HI в) $NH_3 \cdot H_2O$, HNO_3

Какое значение pH (< 7, > 7, = 7) будет иметь каждый конечный раствор?

38. Смешивают равные объемы растворов:

а) HBr (0,02M) и $Ba(OH)_2$ [0,01M]

б) H_2SO_4 (0,02M) и KOH (0,02M)

в) $HClO_4$ (0,05M) и $NaOH$ (0,07M)

Какое значение pH (< 7, > 7, = 7) будет иметь каждый конечный раствор?

Ответы

3. $H_2S \rightleftarrows H^+ + HS^-$, pH < 7. **4.** а) 0,294; б) 0,001 (моль/л). **5.** а) 0,074; б) 0,001 (моль/л). **6.** а) 0,1 (Na^+), 0,05 (SO_4^{2-}); б) 0,02 (Na^+), 0,01 (SO_4^{2-}) [моль/л]. **7.** а) pH = 2; б) pH = 12. **8.** а) $1 \cdot 10^{-4}$, б) $1 \cdot 10^{-10}$ (моль/л). **9.** а) $1 \cdot 10^{-10}$, б) $1 \cdot 10^{-4}$ (моль/л). **10.** В растворе $Ba(OH)_2$. **11.** В растворе H_2SO_4. **14.** В 4,2%-ном растворе. **15.** б, в, д. **18.** Да: б; нет: а, в—е. **25.** В растворе Rb_2CO_3. **31—32.** pH → 7. **34.** а—б) pH > 7; в) pH = 7; г—з) pH < 7. **35.** $PCl_5 + 4H_2O = H_3PO_4 + 5HCl$, $PCl_5 + 4H_2O = H_3PO_4 + 5H^+ + 5Cl^-$. **36.** а) K_2SO_3, $(NH_4)_2SeO_4$, $CsNO_3$; б) $CaCO_3$, Al_2S_3, Na_2C_2; газы: H_2S (из Al_2S_3), C_2H_2 (из Na_2C_2); кислотная среда: $(NH_4)_2SeO_4$; нейтральная среда: $CaCO_3$, $CsNO_3$, Al_2S_3; щелочная среда: K_2SO_3, Na_2C_2. **37.** а) pH > 7; б) pH = 7; в) pH < 7. **38.** а) pH = 7; б) pH < 7; в) pH > 7.

9. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ. ЭЛЕКТРОЛИЗ

Окислительно-восстановительные реакции. Восстановление и окисление. Окислители и восстановители. Зависимость окислительно-восстановительных свойств веществ от положения элементов в Периодической системе.

Типичные (сильные) окислители и восстановители. Вещества, проявляющие как окислительные, так и восстановительные свойства.

Классификация окислительно-восстановительных реакций. Реакции межмолекулярного и внутримолекулярного окисления-восстановления, реакции дисмутации и конмутации.

Электролиз. Процессы, проходящие на катоде и аноде. Электролиз веществ в расплаве и в водном растворе. Электролиз воды. Уравнения электрохимических реакций. Практическое значение электролиза.

РЕАКЦИИ ОКИСЛЕНИЯ-ВОССТАНОВЛЕНИЯ

Такие реакции протекают с изменением степеней окисления элементов и сопровождаются передачей электронов:

$$HCl^{I}O + H_2S^{-II} = HCl^{-I} + S^0\downarrow + H_2O$$

$2e^-$

П о н и ж е н и е степени окисления элемента в ходе реакции, отвечающее п р и с о е д и н е н и ю электронов его атомами, называется *восстановлением*:

$$Cl^{I} + 2e^- = Cl^{-I}$$

В данной реакции Cl^{I} *восстанавливается* до Cl^{-I}.

Вещество, частицы которого (молекулы, атомы, ионы) содержат восстанавливающиеся атомы, выполняет в реакции функцию *окислителя*. В данном примере окислитель — хлорноватистая кислота $HClO$.

П о в ы ш е н и е степени окисления элемента в ходе реакции, отвечающее п о т е р е (отдаче) электронов его атомами, называют *окислением*:

$$S^{-II} - 2e^- = S^0$$

В этой реакции S^{-II} окисляется до S^0.

Вещество, частицы которого содержат окисляющиеся атомы, выполняет в реакции функцию *восстановителя*. В данном примере восстановитель — сероводород H_2S.

Вещества, являющиеся окислителями во многих реакциях, представляют собой *типичные* (*сильные*) *окислители*. К ним относятся F_2, Cl_2, O_2, $KClO_3$, $HClO_3$, H_2SO_4, HNO_3, $KMnO_4$, MnO_2, $K_2Cr_2O_7$, PbO_2 и др. *Типичными* (*сильными*) *восстановителями* являются H_2, C (графит), Zn, Al, Ca, KI, HCl (конц.), H_2S, CO и др.

Многие вещества могут в большом числе реакций проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. К таким веществам принадлежат KNO_2, H_2O_2, SO_2, Na_2SO_3 и др.

Окислительно-восстановительные свойства вещества связаны с положением элементов в Периодической системе Д. И. Менделеева. Простые вещества — неметаллы обладают бо́льшими окислительными свойствами, а металлы — бо́льшими восстановительными свойствами (O_2, Cl_2 — окислители, Na, Ba, Al и Zn — восстановители).

В каждой группе Периодической системы элемент с бо́льшим порядковым номером будет обладать и бо́льшими восстановительными свойствами в своей группе, а элемент с меньшим порядковым номером — бо́льшими окислительными свойствами. Так, Cl_2 — более сильный окислитель и более слабый восстановитель, чем I_2; HNO_2 — более сильный окислитель и более слабый восстановитель за счет азота(III), чем H_2AsO_3 за счет мышьяка(III), и т. д.

Соединения, содержащие атомы элементов в низкой степени окисления, будут восстановителями за счет этих атомов; например, NH_3 — восстановитель за счет азота(−III), H_2S — за счет серы(−II), KI — за счет иода($^-$) и т. д. Соединения, включающие атомы элементов в высокой степени окисления, будут окислителями; например, HNO_3 — окислитель за счет азота(+V), $KMnO_4$ — за счет марганца(+VII), $K_2Cr_2O_7$ — за счет хрома(+VI) и т. д.

ПОДБОР КОЭФФИЦИЕНТОВ В УРАВНЕНИЯХ РЕАКЦИЙ

Для этого используются два метода — электронного баланса и электронно-ионного баланса.

1) ***Метод электронного баланса*** складывается из следующих этапов.

а) Записывают формулы реагентов и продуктов, находят элементы, которые повышают и понижают свою степень окисления, и выписывают их отдельно:

$$MnCO_3 + KClO_3 = MnO_2 + KCl + CO_2$$

$$Cl^{V}... = Cl^{-I}$$

$$Mn^{II}... = Mn^{IV}$$

б) Составляют уравнения полуреакций восстановления и окисления, соблюдая законы сохранения числа атомов и заряда в каждой полуреакции:

полуреакция восстановления $Cl^{V} + 6e^- = Cl^{-I}$

полуреакция окисления $Mn^{II} - 2e^- = Mn^{IV}$

в) Подбирают дополнительные множители для уравнений полуреакций так, чтобы закон сохранения заряда выполнялся для реакции в целом (т. е. число принятых электронов в полуреакции восстановления равно числу отданных электронов в полуреакции окисления):

	Дополнительный множитель
$Cl^{V} + 6e^- = Cl^{-I}$	1
$Mn^{II} - 2e^- = Mn^{IV}$	3

г) Проставляют (по найденным множителям) стехиометрические коэффициенты в схему реакции (коэффициент 1 опускается):

$$3MnCO_3 + KClO_3 = 3MnO_2 + KCl + CO_2$$

д) Уравнивают числа атомов тех элементов, которые не изменяют своей степени окисления (если таких элементов два, то достаточно уравнять число атомов одного из них, а по второму провести проверку). Получают уравнение химической реакции с подобранными коэффициентами:

$$3MnCO_3 + KClO_3 = 3MnO_2 + KCl + 3CO_2$$

Метод электронного баланса используют для подбора коэффициентов в уравнениях реакций между веществами, не

находящимися в водном растворе, а также между веществами в водном растворе, если ионный вид уравнений отсутствует:

а) $Fe_2O_3 + 3CO = 2Fe + 3CO_2$

$$\begin{array}{rcccl|l} Fe^{III} & + & 3e^- & = & Fe^0 & 2 \\ C^{II} & - & 2e^- & = & C^{IV} & 3 \end{array}$$

б) $PbS_{(т)} + 4H_2O_2(конц.) = PbSO_{4(т)} + 4H_2O$

$$\begin{array}{rcccl|l} S^{-II} & - & 8e^- & = & S^{VI} & 1 \\ O^{-I} & + & 1e^- & = & O^{-II} & 8 \end{array}$$

Если в реакции участвуют (как реагенты или продукты) простые вещества м о л е к у л я р н о г о состава (O_2, N_2, Cl_2 и др.), то в соответствующей полуреакции это учитывают:

а) $2CO + O_2 = 2CO_2$

$$\begin{array}{rcccl|l} C^{II} & - & 2e^- & = & C^{VI} & 2 \\ O_2^0 & + & 4e^- & = & 2O^- & 1 \end{array}$$

б) $2Al + 2NH_3 = 2AlN + 3H_2$

$$\begin{array}{rcccl|l} Al^0 & - & 3e^- & = & Al^{3+} & 2 \\ 2H^I & + & 2e^- & = & H_2^0 & 3 \end{array}$$

Для веществ, в которых одновременно окисляются (или восстанавливаются) атомы двух элементов, расчет ведут на одну формульную единицу (молекулу) вещества (т. е. на число атомов элементов в формульной единице; здесь для FeS_2 — на $1Fe^{II}$ и $2S^{-I}$):

а) $4FeS_2 + 11O_2 = 2Fe_2O_3 + 8SO_2$

$$\left.\begin{array}{rcccl} Fe^{II} & - & 1e^- & = & Fe^{III} \\ 2S^{-I} & - & 10e^- & = & 2S^{IV} \end{array}\right\} -11e^- \;\Big|\; 4$$
$$\left.\begin{array}{rcccl} O_2^0 & + & 4e^- & = & 2O^{-II} \end{array}\right\} +4e^- \;\Big|\; 11$$

б) $AgNO_2 + H_2 = Ag + NO + H_2O$

$$\left.\begin{array}{rcccl} Ag^I & + & 1e^- & = & Ag^0 \\ N^{III} & + & 1e^- & = & 2S^{IV} \end{array}\right\} +2e^- \;\Big|\; 1$$
$$\left.\begin{array}{rcccl} H_2^0 & - & 2e^- & = & 2H^I \end{array}\right\} -2e^- \;\Big|\; 1$$

В приведенных выше примерах функции окислителя и восстановителя разделены между р а з н ы м и веществами; так, $KClO_3$, FeO_3, H_2O_2, O_2, NH_3 и $AgNO_2$ — окислители, $MnCO_3$, CO, PbS, CO, Al, FeS_2 и H_2 — восстановители. Такие реакции относят к *межмолекулярным* окислительно-восстановительным реакциям.

Если в одном и том же веществе атомы одного элемента окисляются, а атомы другого восстанавливаются, то реакции называются *внутримолекулярными*. Подбор коэффициентов в уравнениях таких реакций ведется в расчете на одну формульную единицу вещества (для всех элементов, кроме образующих молекулярные простые вещества):

а) $SnSO_4 = SnO_2 + SO_2$

$$\begin{array}{rcccl|l} Sn^{II} & - & 2e^- & = & Sn^{VI} & 1 \\ S^{VI} & + & 2e^- & = & S^{IV} & 1 \end{array}$$

б) $2Fe_2O_3 = 4FeO + O_2$

$$\begin{array}{rcccl|l} 2Fe^{III} & + & 2e^- & = & 2Fe^{II} & 2 \\ 2O^{-II} & - & 4e^- & = & 2O_2^0 & 1 \end{array}$$

в) $(NH_4)_2Cr_2O_7 = Cr_2O_3 + N_2 + 4H_2O$

$$\begin{array}{rcccl|l} 2Cr^{VI} & + & 6e^- & = & 2Cr^{III} & 1 \\ 2N^{-III} & - & 6e^- & = & N_2^0 & 1 \end{array}$$

В этих примерах расчет проводился для 1 атома Sn^{II} и 1 атома S^{VI} в $SnSO_4$, 2 атомов Fe^{III} в Fe_2O_3 и 2 атомов Cr^{VI} в $(NH_4)_2Cr_2O_7$, а для атомов O^{-II} в Fe_2O_3 и атомов N^{-III} в $(NH_4)_2Cr_2O_7$ учитывался только состав образующихся простых веществ O_2 и N_2.

Во внутримолекулярных реакциях обмен электронами может происходить и между н е с к о л ь к и м и (тремя и более) элементами. Подбор коэффициентов проводится по тем же правилам:

а) $4FeSO_4 = 2Fe_2O_3 + 4SO_2 + O_2$

$$\left.\begin{array}{rcccl} Fe^{II} & - & 1e^- & = & Fe^{III} \\ S^{VI} & + & 2e^- & = & S^{IV} \end{array}\right\} +1e^- \;\Big|\; 4$$
$$\left.\begin{array}{rcccl} 2O^{-II} & - & 4e^- & = & O_2^0 \end{array}\right\} -4e^- \;\Big|\; 1$$

б) $4Fe(NO_3)_2 = 2Fe_2O_3 + 8NO_2 + O_2$

$$\left.\begin{array}{lllll} Fe^{II} & - & 1e^- & = & Fe^{III} \\ 2N^{V} & + & 2e^- & = & 2N^{IV} \end{array}\right\} + 1e^- \quad \Big| \; 4$$

$$\left.\begin{array}{lllll} 2O^{-II} & - & 4e^- & = & O_2^0 \end{array}\right\} - 4e^- \quad \Big| \; 1$$

В частном случае внутримолекулярных реакций, когда образуются д в а   р а з н ы х   п р о д у к т а восстановления о д н о г о элемента (например, Mn^{IV} восстанавливается до Mn^{II} в MnO и одновременно до Mn^{III} в Mn_2O_3), подбор коэффициентов ведется в расчете на число атомов элемента в продуктах (1 атом Mn^{II} и 2 атома Mn^{III}):

$$3MnO_2 = MnO + Mn_2O_3 + O_2$$

$$\left.\begin{array}{lllll} Mn^{IV} & + & 2e^- & = & Mn^{II} \\ 2Mn^{IV} & + & 2e^- & = & 2Mn^{III} \end{array}\right\} + 4e^- \quad \Big| \; 1$$

$$\left.\begin{array}{lllll} 2O^{-II} & - & 4e^- & = & O_2^0 \end{array}\right\} - 4e^- \quad \Big| \; 1$$

Если атомы о д н о г о   э л е м е н т а и окисляются и восстанавливаются, то это реакции *дисмутации* (диспропорционирования, самоокисления — самовосстановления). В уравнениях таких реакций коэффициенты проставляются сначала в   п р а в у ю часть, а затем находят суммарный коэффициент для реагента:

а) $2H_2O_2 = 2H_2O + O_2$

$$\begin{array}{lllll|l} O^{-I} & + & 1e^- & = & O^{-II} & 2 \\ 2O^{-I} & - & 2e^- & = & O_2^0 & 1 \end{array}$$

б) $4Na_2SO_3 = Na_2S + 3Na_2SO_4$

$$\begin{array}{lllll|l} S^{IV} & + & 6e^- & = & S^{-II} & 1 \\ S^{IV} & - & 2e^- & = & S^{VI} & 3 \end{array}$$

Если атомы одного и того же элемента в результате их окисления и восстановления получают о д и н а к о в у ю степень окисления, то это реакции *конмутации* (противоположные реакциям дисмутации). В уравнениях таких реакций дополнительные множители проставляют вначале в   л е в у ю часть:

а) $SO_2 + 2H_2S = 3S + 2H_2O$

$$\begin{array}{lllll|l} S^{IV} & + & 4e^- & = & S^0 & 1 \\ S^{-II} & - & 2e^- & = & S^0 & 2 \end{array}$$

б) $NH_4NO_2 = N_2 + 2H_2O$

$$\begin{array}{lllll|l} 2N^{-III} & - & 6e^- & = & N_2^0 & 1 \\ 2N^{III} & + & 6e^- & = & N_2^0 & 1 \end{array}$$

2) ***Метод электронно-ионного баланса*** используют для подбора коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций, протекающих в водном растворе при участии ионов сильных электролитов. Он складывается из следующих этапов:

а) Записывают молекулярное уравнение реакции:

$$K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 + H_2S = Cr_2(SO_4)_3 + H_2O + S + K_2SO_4$$

б) Записывают (на следующей строчке) формулы реагентов в ионном виде, указывая только те ионы (для сильных электролитов) или формульные единицы (для слабых электролитов, твердых веществ и газов), которые принимают участие в реакции в качестве окислителя, восстановителя и среды:

$$Cr_2O_7^{2-} + H^+ + H_2S =$$

(здесь $Cr_2O_7^{2-}$ — окислитель, H^+ — кислотная среда, H_2S — восстановитель).

в) Составляют (на двух следующих строчках, правила составления см. ниже) электронно-ионные уравнения полуреакций восстановления и окисления, подбирают дополнительные множители:

полуреакция восстановления	$Cr_2O_7^{2-}$	$+ \; 14H^+ + 6e^-$	$= 2Cr^{3+} + 7H_2O$		1
полуреакция окисления	H_2S	$- \; 2e^-$	$= S\downarrow + 2H^+$		3

г) Составляют, суммируя уравнения полуреакций, ионное уравнение реакции, т. е. дополняют запись (б):

$$Cr_2O_7^{2-} + 8H^+ + 3H_2S = 2Cr^{3+} + 7H_2O + 3S\downarrow$$

д) Переносят коэффициенты в молекулярное уравнение реакции, подбирают коэффициенты для веществ, отсутствующих в ионном уравнении, т. е. дополняют запись а), и проводят проверку (обычно по числу атомов кислорода). Получают уравнение химической реакции с подобранными коэффициентами:

$$K_2Cr_2O_7 + 4H_2SO_4 + 3H_2S = Cr_2(SO_4)_3 + 7H_2O + 3S\downarrow + K_2SO_4$$

$$Cr_2O_7^{2-} + 8H^+ + 3H_2S = 2Cr^{3+} + 7H_2O + 3S\downarrow$$

$$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- = 2Cr^{3+} + 7H_2O \quad | \; 1$$

$$H_2S - 2e^- = S\downarrow + 2H^+ \quad | \; 3$$

Примечание. Не рекомендуется, но и не считается ошибкой широко распространенный перенос ионного уравнения вниз (т. е. его запись после уравнений полуреакций).

Часто окислитель и продукт его восстановления отличаются по содержанию кислорода (сравните $Cr_2O_7^{2-}$ и Cr^{3+}). Поэтому при составлении уравнений полуреакций в них включают пары: H^+/H_2O — для кислотной среды и OH^-/H_2O — для щелочной среды. Оксид-ионы, потерянные окислителем, не могут существовать в свободном виде в растворе; они (ниже показаны в квадратных скобках) соединяются в кислотной среде с катионами H^+, а в щелочной среде с молекулами H_2O:

кислотная среда $[O^{2-}] + 2H^+ = H_2O$

щелочная среда $[O^{2-}] + H_2O = 2OH^-$

Аналогично недостаток оксид-ионов в формульной единице восстановителя по сравнению с продуктом его окисления (например, SO_3^{2-} и SO_4^{2-}) компенсируется добавлением молекул воды (в кислотной среде) и гидроксид-ионов (в щелочной среде):

кислотная среда $H_2O = [O^{2-}] + 2H^+$

щелочная среда $2OH^- = [O^{2-}] + H_2O$

Примеры:

а) $$2KMnO_4 + 3H_2SO_4 + 5Na_2SO_3 =$$
$$= 2MnSO_4 + 3H_2O + 5Na_2SO_4 + K_2SO_4$$

$$2MnO_4^- + 6H^+ + 5SO_3^{2-} = 2Mn^{2+} + 3H_2O + 5SO_4^{2-}$$

$$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- = Mn^{2+} + 4H_2O \quad | \; 2$$

$$SO_3^{2-} + H_2O - 2e^- = SO_4^{2-} + 2H^+ \quad | \; 5$$

б) $$2KMnO_4 + 2KOH + Na_2SO_3 = 2K_2MnO_4 + H_2O + Na_2SO_4$$

$$2MnO_4^- + 2OH^- + SO_3^{2-} = 2MnO_4^{2-} + H_2O + SO_4^{2-}$$

$$MnO_4^- + 1e^- = MnO_4^{2-} \quad | \; 2$$

$$SO_3^{2-} + 2OH^- - 2e^- = SO_4^{2-} + H_2O \quad | \; 1$$

Если перманганат-ион MnO_4^- используется как окислитель в слабокислотной или в слабощелочной среде, то уравнениями полуреакций восстановления будут:

слабокислотная среда $MnO_4^- + 4H^+ + 3e^- = MnO_2 + 2H_2O$

слабощелочная среда $MnO_4^- + 2H_2O + 3e^- = MnO_2 + 4OH^-$

Часто такую среду называют *условно нейтральной* и при этом в уравнения полуреакций слева вводят только молекулы H_2O. Тогда при их составлении придется записать дополнительное уравнение образования воды из ионов H^+ и OH^- (число ионов отвечает их числу в уравнениях полуреакций с учетом множителя), а затем для составления ионного уравнения реакции сложить все три промежуточных уравнения.

Примеры:

а) $$2KMnO_4 + H_2O + 3Na_2SO_3 = 2MnO_2\downarrow + 3Na_2SO_4 + 2KOH$$

$$2MnO_4^- + H_2O + 3SO_3^{2-} = 2MnO_2\downarrow + 3SO_4^{2-} + 2OH^-$$

$$MnO_4^- + 2H_2O + 3e^- = MnO_2\downarrow + 4OH^- \quad | \; 2$$

$$SO_3^{2-} + H_2O - 2e^- = SO_4^{2-} + 2H^+ \quad | \; 3$$

$$8OH^- + 6H^+ = 6H_2O + 2OH^-$$

или последнюю строку подробнее:

$$8OH^- + 6H^+ (= \underbrace{6OH^- + 6H^+}_{6H_2O} + 2OH^-) = 6H_2O + 2OH^-$$

б) $2KMnO_4 + 2H_2O + 3MnSO_4 = 5MnO_2\downarrow + 2H_2SO_4 + K_2SO_4$

$2MnO_4^- + 2H_2O + 3Mn^{2+} = 5MnO_2\downarrow + 4H^+$

$$\begin{array}{lcl|l} MnO_4^- + 2H_2O + 3e^- & = & MnO_2\downarrow + 4OH^- & 2 \\ Mn^{2+} + H_2O - 2e^- & = & MnO_2\downarrow + 4H^+ & 3 \\ 8OH^- + 12H^+ & = & 8H_2O + 4H^+ & \end{array}$$

Из этих примеров следует, что в слабощелочной среде (продукт KOH) идет реакция а), в слабокислотной среде (продукт H_2SO_4) — реакция б). Если подкислить раствор смеси $KMnO_4$ и Na_2SO_3, то реакция а) будет протекать в слабокислотной среде:

$$2KMnO_4^- + 2H_2SO_4 + 3Na_2SO_3 = \\ = 2MnO_2\downarrow + H_2O + 3Na_2SO_4 + K_2SO_4$$

$2MnO_4^- + 2H^+ + 3SO_3^{2-} = 2MnO_2\downarrow + H_2O + 3SO_4^{2-}$

$$\begin{array}{lcl|l} MnO_4^- + 4H^+ + 3e^- & = & MnO_2\downarrow + 2H_2O & 2 \\ SO_3^{2-} + H_2O - 2e^- & = & SO_4^{2-} + 2H^+ & 3 \end{array}$$

Если учесть гидролиз солей, то станет понятно, что при проведении реакции а) смешением растворов $KMnO_4$ (pH = 7) и Na_2SO_3 (pH > 7) мы как бы задаем слабощелочную среду реакции и уравнение (а) правильнее изобразить с применением только пары OH^-/H_2O:

$2KMnO_4 + H_2O + 3Na_2SO_3 = 2MnO_2\downarrow + 3Na_2SO_4 + 2KOH$

$2MnO_4^- + H_2O + 3SO_3^{2-} = 2MnO_2\downarrow + 3SO_4^{2-} + 2OH^-$

$$\begin{array}{lcl|l} MnO_4^- + 2H_2O + 3e^- & = & MnO_2\downarrow + 4OH^- & 2 \\ SO_3^{2-} + 2OH^- - 2e^- & = & SO_4^{2-} + H_2O & 3 \end{array}$$

Следует подчеркнуть, что **подбор коэффициентов проводят только после определения функций исходных веществ** (окислитель, восстановитель, среда). Ни в коем случае не следует заучивать наизусть уравнения полуреакций и реакций.

Единственное, что следует запоминать обязательно (т. е. накапливать свой «химический багаж»), — это формы существования окислителей и восстановителей до и после реакции в данной среде. Например, необходимо запомнить, что перманганат-ион MnO_4^-:

в **кислотной** среде переходит в катион Mn^{2+},

в **щелочной** среде — в манганат-ион MnO_4^{2-},

в **нейтральной** среде — в оксид марганца(IV) MnO_2.

Самые распространенные переходы:

а) окислители

$Br_2 \longrightarrow Br^-$ (pH < 7, > 7)

$Cl_2 \longrightarrow Cl^-$ (pH < 7, > 7)

$Cr_2O_7^{2-} + H^+ \longrightarrow Cr^{3+}$

$H^+ \longrightarrow H_2\uparrow$

$H_2O \longrightarrow H_2\uparrow$ (pH > 7)

$H_2O_2 + H^+ \longrightarrow H_2O$

$MnO_2 + H^+ \longrightarrow Mn^{2+}$

$MnO_4^- + H^+ \longrightarrow Mn^{2+}$ (pH ≪ 7)

$MnO_4^- + H_2O \longrightarrow MnO_2\downarrow$ (pH < 7, > 7)

$MnO_4^- \longrightarrow MnO_4^{2-}$ (pH ≫ 7)

$NO_2^- + H^+ \longrightarrow NO\uparrow$

$NO_3^- + H^+$(конц.) $\longrightarrow NO_2\uparrow$

или HNO_3(конц.) $\longrightarrow NO_2\uparrow$

$NO_3^- + H^+$(разб.) $\longrightarrow NO\uparrow$

или HNO_3(разб.) $\longrightarrow NO\uparrow$

$NO_3^- + H^+$(оч. разб.) $\longrightarrow NH_4^+$

или HNO_3(оч. разб.) $\longrightarrow NH_4NO_3$

$PbO_2 + H^+ \longrightarrow Pb^{2+}$

$SO_4^{2-} + H^+$(конц.) $\longrightarrow SO_2\uparrow$

или H_2SO_4(конц.) $\longrightarrow SO_2\uparrow$

б) в о с с т а н о в и т е л и

$Al \longrightarrow Al^{3+}$ (pH < 7)

$Al + OH^- \longrightarrow [Al(OH)_4]^-$

Cl^-(конц. HCl) $\longrightarrow Cl_2\uparrow$

$[Cr(OH)_6]^{3-} + OH^- \longrightarrow CrO_4^{2-}$

$Cu \longrightarrow Cu^{2+}$ (pH < 7)

$Fe^{2+} \longrightarrow Fe^{3+}$ (pH < 7)

$H_2O_2 \longrightarrow O_2\uparrow$ (pH < 7, > 7)

$H_2S \longrightarrow S\downarrow$ (pH < 7)

$I^- \longrightarrow I_2\downarrow$ (pH < 7)

$Mn^{2+} + H_2O \longrightarrow MnO_4^-$ (pH < 7)

$NO_2^- + H_2O \longrightarrow NO_3^-$ (pH < 7)

$P + H_2O \longrightarrow H_3PO_4$ (pH < 7)

$SO_2 + H_2O \longrightarrow SO_4^{2-}$ (pH < 7)

$SO_3^{2-} + H_2O \longrightarrow SO_4^{2-}$ (pH < 7, > 7)

$Zn \longrightarrow Zn^{2+}$ (pH < 7)

$Zn + OH^- \longrightarrow [Zn(OH)_4]^{2-}$

Приведенные здесь окислители и восстановители используются в упражнениях этого раздела.

ЭЛЕКТРОЛИЗ РАСПЛАВОВ И РАСТВОРОВ

Этот окислительно-восстановительный процесс протекает на электродах при прохождении постоянного электрического тока через растворы или расплавы электролитов.

На отрицательно заряженном электроде — *катоде* — происходит электрохимическое восстановление частиц (атомов, молекул, катионов), а на положительно заряженном электроде — *аноде* — идет электрохимическое окисление частиц (атомов, молекул, анионов).

Примеры *электролиза расплавов*:

а) $2KCl \xrightarrow{\text{расплав}} 2K^+ + 2Cl^- \xrightarrow{\text{электролиз}} 2K + Cl_2\uparrow$

(катод)	K^+	+	$1e^-$	=	K	2
(анод)	$2Cl^-$	−	$2e^-$	=	$Cl_2\uparrow$	1

б) $4NaOH \xrightarrow{\text{расплав}} 4Na^+ + 4OH^- \xrightarrow{\text{электролиз}} 4Na + O_2\uparrow + 2H_2O\uparrow$

(катод)	Na^+	+	$1e^-$	=	Na	4
(анод)	$4OH^-$	−	$4e^-$	=	$O_2\uparrow + 2H_2O\uparrow$	1

Электролиз воды проводится всегда в присутствии инертного электролита (для увеличения электропроводности очень слабого электролита — воды):

$$2H_2O \xrightarrow{\text{электролиз}} 2H_2\uparrow \text{ (катод)} + O_2\uparrow \text{ (анод)}$$

В зависимости от инертного электролита электролиз проводится в нейтральной, кислотной или щелочной среде, соответственно записываются уравнения полуреакций на катоде и аноде:

а) в н е й т р а л ь н о й среде (инертный электролит — соль, например K_2SO_4):

(катод)	$2H_2O$	+	$2e^-$	=	$H_2\uparrow + 2OH^-$	2
(анод)	$2H_2O$	−	$4e^-$	=	$O_2\uparrow + 4H^+$	1
	$4OH^- + 4H^+$			=	$4H_2O$	

б) в к и с л о т н о й среде (инертный электролит — кислота, например H_2SO_4):

(катод)	$2H^+$	+	$2e^-$	=	$H_2\uparrow$	2
(анод)	$2H_2O$	−	$4e^-$	=	$O_2\uparrow + 4H^+$	1

в) в щ е л о ч н о й среде (инертный электролит — щелочь, например KOH):

(катод)	$2H_2O$	+	$2e^-$	=	$H_2\uparrow + 2OH^-$	2
(анод)	$4OH^-$	−	$4e^-$	=	$O_2\uparrow + 2H_2O\uparrow$	1

При выборе инертного электролита необходимо учесть, что никогда не восстанавливаются на катоде в водном растворе катионы металлов, являющихся типичными восстановителями (например, Li^+, Cs^+, K^+, Ca^{2+}, Na^+, Mg^{2+}, Al^{3+}) и никогда не окисляются на аноде анионы оксокислот с элементом в высшей степени окисления (например, ClO_4^-, SO_4^{2-}, NO_3^-, PO_4^{3-}, CO_3^{2-}, SiO_4^{4-}, MnO_4^-).

Примеры *электролиза растворов*:

а) $2KCl + 2H_2O \xrightarrow{\text{электролиз}} H_2\uparrow + Cl_2\uparrow + 2KOH$

$$\begin{array}{lllllll|l} \text{(катод)} & 2H_2O & + & 2e^- & = & H_2\uparrow + 2OH^- & & 1 \\ \text{(анод)} & 2Cl^- & - & 2e^- & = & Cl_2\uparrow & & 1 \end{array}$$

(на аноде окисляются анионы Cl^-, а не молекулы H_2O, так как электроотрицательность хлора меньше, чем кислорода, и, следовательно, хлор отдает электроны легче, чем кислород);

б) $ZnCl_{2(р)} \xrightarrow{\text{электролиз}} Zn\downarrow + Cl_2\uparrow$

$$\begin{array}{llllll|l} \text{(катод)} & Zn^{2+} & + & 2e^- & = & Zn\downarrow & 1 \\ \text{(анод)} & 2Cl^- & - & 2e^- & = & Cl_2\uparrow & 1 \end{array}$$

(на катоде восстанавливается катион Zn^{2+}; так же ведут себя катионы всех других металлов, стоя́щие в электрохимическом ряду напряжений правее Al^{3+}, см. приложение 2);

в) $2Cu(NO_3)_2 + 2H_2O \xrightarrow{\text{электролиз}} 2Cu\downarrow + O_2\uparrow + 4HNO_3$

$$\begin{array}{llllll|l} \text{(катод)} & Cu^{2+} & + & 2e^- & = & Cu\downarrow & 2 \\ \text{(анод)} & 2H_2O & - & 4e^- & = & O_2\uparrow + 4H^+ & 1 \end{array}$$

Во всех примерах электролиза предполагается, что электроды сделаны из инертного материала (платина, графит); более сложные случаи электролиза с растворимым анодом здесь не рассматриваются.

Подчеркнем еще раз, что электролиз — это окислительно-восстановительная реакция, которая протекает под действием и при участии электрического тока. Уравнения электрохимических реакций отражают те процессы, которые без помощи электрического тока протекать не могут.

Так, гидроксид натрия NaOH при нагревании никогда сам не разлагается на натрий Na, кислород O_2 и воду H_2O. Если же взять натрий Na и кислород O_2, смесь нагреть, то получим оксид натрия Na_2O, который с водой дает гидроксид натрия NaOH (протекают химические реакции):

$$4Na + O_2 = 2Na_2O$$

$$2Na_2O + 2H_2O = 4NaOH$$

или суммарно

$$4Na + O_2 + 2H_2O = 4NaOH$$

Наоборот, под воздействием электрического тока расплавленный NaOH разлагается (протекает электролиз, т. е. электрохимическая реакция):

$$4NaOH \xrightarrow[\text{расплава}]{\text{электролиз}} 4Na + O_2\uparrow + 2H_2O\uparrow$$

Обычно в промышленности электролиз как раз и применяют для получения веществ, синтез которых химическим путем либо невозможен, либо затруднен. Так, именно электрохимическим методом получают сегодня все щелочные и щелочноземельные металлы, фтор и хлор, водород и кислород, гидроксиды щелочных элементов (см. выше, электролиз раствора KCl) и многие другие промышленно важные продукты.

Вопросы и упражнения

1. В определениях, приведенных ниже, опущены ключевые слова, вставьте их:

а) окисление — процесс ... электронов;
б) восстановление — процесс ... электронов;
в) окислитель — вещество, принимающее электроны, т. е. содержащее атомы элемента, который ... степень окисления при переходе к продуктам;
г) восстановитель — вещество, отдающее электроны, т. е. содержащее атомы элемента, который ... степень окисления при переходе к продуктам;
д) в ходе реакции окислитель сам ..., а восстановитель — ...

Ключевые слова:

понижает	отдачи	восстанавливается
повышает	приема	окисляется

2. Определите степени окисления указанных атомов:

а) атом серы в SO_2, H_2SO_4, H_2S, K_2SO_3;

б) атом галогена в KI, $KClO_3$, $HClO$, HCl;

в) атом марганца в $KMnO_4$, K_2MnO_4, MnO_2, $MnSO_4$;

г) атом хрома в $K_2Cr_2O_7$, $K_3[Cr(OH)_6]$, $Cr_2(SO_4)_3$, K_2CrO_4;

д) атом азота в HNO_3, HNO_2, NO, NO_2, NH_4Cl;

е) атом металла в PbO_2, $K[Al(OH)_4]$, $K_2[Zn(OH)_4]$, $CuSO_4$, FeS, $Fe(NO_3)_3$.

Назовите все вещества, укажите типичные окислители и восстановители.

3. Определите, какие реакции являются обменными и какие — окислительно-восстановительными:

а) $Na_2CrO_4 + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2Cr_2O_7 + Na_2SO_4 + H_2O$

б) $HClO_4 + SO_2 + H_2O \longrightarrow HCl + H_2SO_4$

в) $Ag + H_2SO_4 \longrightarrow Ag_2SO_4 + SO_2 + H_2O$

г) $NaOH + Cr_2(SO_4)_3 \longrightarrow Na_3[Cr(OH)_6] + Na_2SO_4$

4. Установите, какие из реакций являются окислительно-восстановительными:

а) $CoS + NaOH + H_2O_2 \longrightarrow CoO(OH)\downarrow + H_2O + Na_2SO_4$

б) $K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 + NaCl \longrightarrow$
$\longrightarrow CrCl_2O_2 + K_2SO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$

в) $FeSO_4 + HNO_3$(конц.) $\longrightarrow$
$\longrightarrow Fe(NO_3)_3 + NO_2\uparrow + H_2SO_4 + H_2O$

г) $Bi(NO_3)_3 + KOH \longrightarrow BiNO_3(OH)_2\downarrow + KNO_3$

д) $Li_3N + H_2O \longrightarrow LiOH + NH_3 \cdot H_2O$

е) $CuI + H_2SO_4 + KMnO_4 \longrightarrow$
$\longrightarrow CuSO_4 + I_2\downarrow + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$

5. Укажите элементы, повышающие и понижающие степень окисления:

а) $Cu(NO_3)_2 \longrightarrow CuO + NO_2 + O_2$

б) $FeCl_3 + KI \longrightarrow FeCl_2 + I_2 + KCl$

в) $KOH + Cl_2 \longrightarrow KClO_3 + KCl + H_2O$

г) $CH_4 + O_2 + NH_3 \longrightarrow HCN + H_2O$

6. Укажите тип окислительно-восстановительных реакций:

а) $5NaBr + 3H_2SO_4 + NaBrO_3 = 3Br_2 + 3Na_2SO_4 + 3H_2O$

б) $Ca_3(PO_4)_2 + 5C + 3SiO_2 = 3CaSiO_3 + 5CO + 2P$

в) $4HMnO_4 = 4MnO_2 + 3O_2\uparrow + 2H_2O$

г) $3K_2MnO_4 + 2H_2O = MnO_2\downarrow + 2KMnO_4 + 4KOH$

д) $CaH_2 + 2H_2O = Ca(OH)_2 + 2H_2\uparrow$

е) $(NH_4)_2SO_4 + Ca(NO_2)_2 = 2N_2\uparrow + CaSO_4\downarrow + 4H_2O$

7. Подберите коэффициенты методом электронного баланса (ответы — сумма коэффициентов в уравнениях):

а) $Al + I_2 = AlI_3$

б) $Mg + N_2 = Mg_3N_2$

в) $Fe_2O_3 + H_2 = Fe + H_2O$

г) $FeS + O_2 = Fe_2O_3 + SO_2$

д) $NH_3 + O_2 = N_2 + H_2O$

е) $NH_3 + O_2 = NO + H_2O$

ж) $Cr_2(SO_4)_3 = Cr_2O_3 + SO_2 + O_2$

з) $AgNO_3 = Ag + NO_2 + O_2$

8. Подберите коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислители и восстановители (ответы — сумма коэффициентов в уравнениях):

а) $HCl + CrO_3 = Cl_2 + CrCl_3 + H_2O$

б) $Fe + KNO_3 = KFeO_2 + N_2 + H_2O$

в) $H_2S + H_2O = H_2SO_4 + H_2O$

г) $Mn_2(SO_4)_3 = MnSO_4 + O_2 + SO_3$

д) $PbS + H_2O_2 = PbSO_4 + H_2O$

е) $KClO_3 + KOH + MnO_2 = K_2MnO_4 + H_2O + KCl$

ж) $(NH_4)_2CrO_4 = Cr_2O_3 + N_2 + H_2O + NH_3$

9. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций упр. **3** и **4**, а также в уравнениях упр. **5** и **6** (ответы — сумма коэффициентов в уравнениях).

10. Подберите коэффициенты методом электронного баланса (ответ дан в соответствии со схемой реакции):

$$K_3[Cr(CN)_6] + H_2SO_4 + KMnO_4 \longrightarrow$$
$$\longrightarrow K_2Cr_2O_7 + MnSO_4 + CO_2 + KNO_3 + H_2O + K_2SO_4$$

11. Для подбора коэффициентов методом электронно-ионного баланса в уравнении

$$K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 + H_2O_2 \longrightarrow \ldots$$

учащийся составил такие уравнения полуреакций:

$$K_2Cr_2O_7 + 14H^+ + 9e^- = Cr^{3+} + 7H_2O + 2K^+$$

$$H_2O_2 + 2H^+ + 4e^- = H_2O$$

Какие ошибки здесь допущены?

12. Укажите функции реагентов и подберите коэффициенты методом электронно-ионного баланса в уравнениях реакций в растворе:

а) $FeS_2 + HNO_3$(конц.) $= Fe(NO_3)_3 + H_2SO_4 + NO_2\uparrow + H_2O$

б) $Al + H_2SO_4$(разб.) $+ KClO_4 = Al_2(SO_4)_3 + KCl + H_2O$

в) $Se + H_2O + HNO_3$(разб.) $= H_2SeO_4 + NO\uparrow$

г) $KClO_3 + KOH$(конц.) $+ MnSO_4 =$
$= K_2MnO_4 + KCl + H_2O + K_2SO_4$

д) $Na_2SeO_3 + NaOH + Cl_2 = Na_2SeO_4 + H_2O + NaCl$

е) $NH_4ClO_4 + P = H_3PO_4 + Cl_2 + N_2 + H_2O$

13. Составьте уравнения реакций в растворе, коэффициенты подберите методом электронно-ионного баланса (ответы — сумма коэффициентов в уравнениях):

а) $KMnO_4 + HCl$(конц.) $= \ldots$
$K_2Cr_2O_7 + HCl$(конц.) $= \ldots$
$Al + H_2SO_4$(разб.) $= \ldots$
$Cu + H_2SO_4$(конц.) $= \ldots$
$P + HNO_3$(конц.) $= \ldots$

б) $Cu + HNO_3$(конц.) $= \ldots$
$Zn + HNO_3$(разб.) $= \ldots$
$Al + HNO_3$(оч. разб.) $= \ldots$
$PbO_2 + HCl$(конц.) $= \ldots$
$H_2S + HNO_3$(конц.) $= \ldots$

в) $KMnO_4 + H_2SO_4 + H_2O_2 = \ldots$
$KMnO_4 + H_2SO_4 + KNO_2 = \ldots$
$KMnO_4 + KOH + Al = \ldots$
$PbO_2 + HNO_3 + H_2O_2 = \ldots$
$FeCl_3 + KI = \ldots$

г) $K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 + K_2SO_3 = \ldots$
$K_2CrO_4 + H_2O + K_2SO_3 =$
$= Cr(OH)_3\downarrow + \ldots$
$K_2CrO_4 + H_2O + KI =$
$= Cr(OH)_3\downarrow + \ldots$
$KNO_2 + H_2SO_4 + KI = \ldots$
$Zn + NaOH + H_2O = \ldots$

14. Составьте ионные уравнения окислительно-восстановительных реакций (ответы — сумма коэффициентов в уравнениях):

а) $MnO_4^- + H^+ + Cl^- = \ldots$
$MnO_4^- + H^+ + H_2S = \ldots$
$MnO_4^- + H^+ + H_2O_2 = \ldots$
$MnO_4^- + H^+ + NO_2^- = \ldots$
$MnO_4^- + H^+ + I^- = \ldots$

б) $MnO_4^- + [Cr(OH)_6]^{3-} = MnO_2\downarrow + \ldots$
$MnO_4^{2-} + H_2O = MnO_4^- + MnO_2\downarrow + \ldots$
$MnO_4^- + H_2O_2 = MnO_2\downarrow + \ldots$
$MnO_4^- + H^+ + Zn = \ldots$
$MnO_4^- + OH^- + Zn = \ldots$

в) $Cr_2O_7^{2-} + H^+ + I^- = \ldots$
$Cr_2O_7^{2-} + H^+ + Zn = \ldots$
$Cr_2O_7^{2-} + H^+ + SO_3^{2-} = \ldots$
$Cr_2O_7^{2-} + H^+ + Fe^{2+} = \ldots$
$Cr_2O_7^{2-} + H^+ + NO_2^- = \ldots$
$Cr_2O_7^{2-} + H^+ + Al = \ldots$

г) $[Cr(OH)_6]^{3-} + OH^- + Br_2 = \ldots$
$PbO_2 + H^+ + Mn^{2+} = \ldots$
$Al + OH^- + H_2O = \ldots$
$H_2O_2 + H^+ + I^- = \ldots$
$NO_2^- + H^+ + I^- = \ldots$
$PbO_2 + H^+ + NO_2^- = \ldots$

15. Определите, будут ли (да, нет) протекать окислительно-восстановительные реакции при смешении растворов веществ:

а) нитрит калия, серная кислота и иодид калия
б) сульфид кальция и ацетат натрия
в) сульфат натрия и дихромат калия
г) пероксид водорода, серная кислота и иодид аммония
д) азотная кислота (конц.) и сероводород
е) гидроксид калия и нитрат магния

Для ответов «да» составьте молекулярные уравнения реакций.

16. Определите, могут ли (да, нет) одновременно существовать в растворе указанные пары веществ:

а) нитрат свинца(II) и ортофосфат натрия
б) дихромат калия и азотная кислота
в) сульфит натрия и перманганат калия
г) карбонат аммония и иодид лития
д) сульфат алюминия и сульфид кальция
е) гидроксид бария и сульфат магния

Для ответов «нет» составьте молекулярные уравнения протекающих реакций.

17. Составьте уравнения электролиза расплавов:

а) $MgCl_2$, $LiOH$, $CaBr_2$, $Ba(OH)_2$, NaF и LiH;

б) смеси KF и KCl.

18. Проводится электролиз воды в присутствии:

а) $NaClO_4$, KNO_3; б) $HClO_4$, HNO_3; в) $NaOH$, $LiOH$.

Составьте уравнения электрохимических реакций.

19. Можно ли (да, нет) для случая а) (см. упр. 18) использовать K_3PO_4 и KBr, для случая б) — H_3PO_4 и HF, для случая в) — $Pb(OH)_2$ и $Cr(OH)_3$? Дайте мотивированный ответ.

20. Составьте уравнения электролиза растворов:

а) MgI_2, $BaCl_2$ и KF; б) смеси $NaOH$ и KCl.

Б. НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

10. КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Классификация неорганических веществ. Простые и сложные вещества.

Простые вещества — металлы, неметаллы, вещества с амфотерными свойствами, благородные газы.

Сложные вещества — гидроксиды, соли, оксиды и бинарные соединения.

Гидроксиды. Группы гидроксидов — кислотные (кислоты) и оснóвные (основания). Номенклатура. Химические свойства кислот и оснований. Реакции нейтрализации (солеобразования).

Соли. Группы солей — средние, кислые, оснóвные, двойные, смешанные. Номенклатура солей и их химические свойства.

Оксиды. Группы оксидов — кислотные и оснóвные. Номенклатура и химические свойства.

Амфотерные гидроксиды и оксиды. Номенклатура и химические свойства.

Бинарные соединения. Несолеобразующие и солеобразные оксиды. Бескислородные кислоты и соли. Другие бинарные соединения.

Способы получения неорганических веществ различных классов.

Классификация неорганических веществ прошла долгий путь развития и складывалась постепенно, начиная с первых опытов алхимиков вплоть до наших дней, когда ученые-химики получили в свое распоряжение совершенные физические приборы для исследования состава, строения и взаимодействия веществ.

Химические элементы делятся в первом приближении на элементы с *металлическими* и *неметаллическими* свойствами. Однако многие элементы в соответствии с Периодическим

законом проявляют одновременно в той или иной мере свойства металлов и неметаллов. Такие элементы называют *амфотерными*.

В силу большого своеобразия химических свойств обычно выделяют отдельно *благородные* газы — элементы VIIIA-группы Периодической системы. Исследования последних лет позволяют тем не менее причислить некоторые из них (Kr, Xe, Rn) к неметаллам.

Соответственно подразделению элементов классифицируют простые (одноэлементные) вещества — формы существования химических элементов в свободном виде.

Классификация сложных (двух- или многоэлементных) веществ по составу основана на наличии в соединении самого распространенного в природе элемента — кислорода и на самом распространенном соединении кислорода — воде H_2O.

Кислород образует соединения со всеми элементами, кроме He, Ne и Ar. Из них соединение OF_2 — это дифторид кислорода, остальные соединения (общая формула $Э_xO_y$) — это *оксиды*, поскольку кислород — второй по электроотрицательности элемент (после фтора). Оксиды — п е р в ы й класс сложных веществ.

При соединении оксидов с водой (чаще формально, реже реально) получаются *гидроксиды*. По химическим свойствам различают *кислотные* $H_xЭO_y$, *оснóвные* и *амфотерные* $M(OH)_n$ гидроксиды, соответствующие кислотным, оснóвным и амфотерным оксидам. Гидроксиды — в т о р о й класс сложных веществ.

Разные типы гидроксидов реагируют между собой и образуют *соли*, имеющие общую формулу $M_x(ЭO_y)_n$ и состоящие из катионов M^{n+} и анионов (кислотных остатков) $ЭO_y^{x-}$. Такие соли называются *средними солями*, а если они содержат два химически разных катиона или кислотных остатка — *двойными* и *смешанными* солями. При наличии водорода в составе кислотного остатка соли называются *кислыми*, а при наличии в составе солей гидроксогрупп OH^- или атомов кислорода O^{2-} — *оснóвными* солями. Соли — это т р е т и й класс сложных веществ.

Обширным классом сложных веществ являются *бинарные соединения* — неорганические сложные вещества, которые не

относятся к оксидам, гидроксидам и солям. К ним принадлежат все двухэлементные соединения, в том числе и соединения кислорода, не являющиеся оксидами по химическим свойствам, а также многоэлементные соединения, которые включают или более одного катиона (аниона), или сложный катион (анион). Бинарные соединения — это ч е т в е р т ы й класс сложных веществ.

Рассмотрим подробнее состав, номенклатуру, химические свойства и способы получения важнейших классов неорганических сложных веществ.

КИСЛОТНЫЕ И ОСНÓВНЫЕ ГИДРОКСИДЫ

Гидроксиды образованы атомами некоторого элемента $Э^{n+}$ (кроме фтора и кислорода) и гидроксогруппами OH^-.

Общая формула гидроксидов (за некоторым исключением) $Э(OH)_n$, где $n = 1 \div 6$. Форма гидроксидов с $n > 2$, содержащая больше атомов кислорода и водорода, называется *орто*-формой, а содержащая меньше атомов кислорода и водорода — *мета*-формой (другими словами, формулы *орто*- и *мета*-гидроксидов различаются по «содержанию» H_2O):

орто-форма	$Э(OH)_3$	$Э(OH)_4$	$ЭO(OH)_3$	$Э(OH)_6$
мета-форма	$ЭO(OH)$	$ЭO(OH)_2$	$ЭO_2(OH)$	$ЭO_2(OH)_2$

Гидроксиды делятся на две группы: кислотные и оснóвные гидроксиды (об амфотерных гидроксидах см. ниже).

Кислотные гидроксиды (*кислородсодержащие кислоты*) всегда содержат атомы водорода, способные замещаться на атомы металла в соответствии со стехиометрической валентностью.

Большинство типично кислотных гидроксидов находится в *мета*-форме. При записи формул кислотных гидроксидов атомы водорода ставят на первое место, учитывая электролитическую диссоциацию в воде (см. раздел 8), например H_2SO_4, HNO_3, H_3PO_4 и H_2CO_3, а не $SO_2(OH)_2$, $NO_2(OH)$, $PO(OH)_3$, $CO(OH)_2$.

В таблице 5 приведены названия распространенных кислотных гидроксидов, состоящие из собственного названия — прилагательного и группового термина «кислота» и названия соответствующих кислотных остатков (прочерк означает, что гидроксид не известен).

Таблица 5. Распространенные кислородсодержащие кислоты и кислотные остатки

Кислота	Кислотный остаток
H_2CO_3 — угольная	CO_3^{2-} — карбонат HCO_3^- — гидрокарбонат
$HClO$ — хлорноватистая	ClO^- — гипохлорит
$HClO_2$ — хлористая	ClO_2^- — хлорит
$HClO_3$ — хлорноватая	ClO_3^- — хлорат
$HClO_4$ — хлорная	ClO_4^- — перхлорат
H_2CrO_4 — хромовая	CrO_4^{2-} — хромат
$H_2Cr_2O_7$ — дихромовая	$Cr_2O_7^{2-}$ — дихромат
$HMnO_4$ — марганцовая —	MnO_4^- — перманганат MnO_4^{2-} — манганат
HNO_2 — азотистая	NO_2^- — нитрит
HNO_3 — азотная	NO_3^- — нитрат
HPO_3 — метафосфорная	PO_3^- — метафосфат
H_3PO_4 — ортофосфорная	PO_4^{3-} — ортофосфат HPO_4^{2-} — гидроортофосфат $H_2PO_4^-$ — дигидроортофосфат
$H_4P_2O_7$ — дифосфорная	$P_2O_7^{4-}$ — дифосфат
$SO_2 \cdot nH_2O$ — полигидрат диоксида серы	SO_3^{2-} — сульфит HSO_3^- — гидросульфит
H_2SO_4 — серная	SO_4^{2-} — сульфат HSO_4^- — гидросульфат
$H_2S_2O_7$ — дисерная	$S_2O_7^{2-}$ — дисульфат
H_2SiO_3 — метакремниевая	SiO_3^{2-} — метасиликат
H_4SiO_4 — ортокремниевая	SiO_4^{4-} — ортосиликат

Эти названия необходимо выучить. Названия кислотных остатков используются в названиях солей. Обратите внимание на гидрат $SO_2 \cdot nH_2O$, его часто (и неверно) называют сернистой кислотой H_2SO_3, хотя вещество состава H_2SO_3 не существует.

Оснóвные гидроксиды (*основания*) содержат гидроксогруппы OH^-, способные замещаться на кислотные остатки. Все оснóвные гидроксиды находятся в *орто*-форме, они образованы катионами металлов M^{n+} (n = 1 и 2, реже 3 и 4).

Их названия:

$LiOH$ — гидроксид лития

$Ba(OH)_2$ — гидроксид бария

$Cu(OH)_2$ — гидроксид меди(II)

$La(OH)_3$ — гидроксид лантана(III)

Распространенные сильноосно́вные гидроксиды (щелочи) имеют также тривиальные названия, которые широко используются в лабораторной практике:

$NaOH$ — едкий натр

KOH — едкое кали

$Ca(OH)_2$ — гашеная известь

$Ba(OH)_2$ — едкий барит

Важнейшее химическое свойство оснóвных и кислотных гидроксидов — взаимодействие их между собой с образованием солей (*реакция нейтрализации*, или *солеобразования*):

$$Ca(OH)_2 + H_2SO_4 = CaSO_4\downarrow + 2H_2O$$
$$Ca(OH)_2 + 2H_2SO_4 = Ca(HSO_4)_2 + 2H_2O$$
$$2Ca(OH)_2 + H_2SO_4 = Ca_2SO_4(OH)_2\downarrow + 2H_2O$$

СОЛИ

В состав солей входят катионы M^{n+} и кислотные остатки. Если кислотный остаток не содержит водорода, соли называются *средними*.

Названия средних солей:

$CaSO_4$ — сульфат кальция

$KClO_3$ — хлорат калия

$Ba_3(PO_4)_2$ — ортофосфат бария

$Pb(NO_3)_2$ — нитрат свинца(II)

Для многих средних солей в лабораторной практике используются тривиальные названия, например:

Na_2CO_3 — сода	$NaHCO_3$ — питьевая сода
K_2CO_3 — поташ	$KClO_3$ — бертоллетова соль
$CaCO_3$ — мел	KNO_3 — (индийская) селитра
$K_2Cr_2O_7$ — хромпик	$CuSO_4 \cdot 5H_2O$ — медный купорос

Средние соли — продукты п о л н о й нейтрализации оснований кислотами, например:

$$3Ba(OH)_2 + 2H_3PO_4 = Ba_3(PO_4)_2\downarrow + 6H_2O$$

Средние соли вступают в реакции обмена в водном растворе с другими солями, кислотами и щелочами:

$$Pb(NO_3)_2 + K_2S = PbS\downarrow + 2KNO_3$$

$$CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$$

$$Ag_2CO_3 + 2HNO_3 = 2AgNO_3 + CO_2\uparrow + H_2O$$

Реакции, приведенные выше, являются распространенными способами получения солей. Кроме того, средние соли образуются при взаимодействии металлов с кислотами:

$$Fe + H_2SO_4(\text{разб.}) = FeSO_4 + H_2\uparrow$$

$$Cu + 4HNO_3(\text{конц.}) = Cu(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O$$

Многие средние соли находятся в земной коре в виде минералов, имеющих промышленное значение, например *магнезит* $MgCO_3$, *кальцит* (*мрамор*) $CaCO_3$, *витлокит* $Ca_3(PO_4)_2$, *гипс* $CaSO_4 \cdot 2H_2O$, *мирабилит* $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$, *фенакит* Be_2SiO_4 и др.

Соли, содержащие кислотные остатки с незамещенными атомами водорода, называются *кислыми*. Названия кислых солей:

$Ca(HSO_4)_2$ — гидросульфат кальция	$Ba(H_2PO_4)_2$ — дигидроортофосфат бария
$Fe(HCO_3)_2$ — гидрокарбонат железа(II)	$BaHPO_4$ — гидроортофосфат бария

Кислые соли — продукты н е п о л н о й нейтрализации кислоты основанием, например:

$$Ba(OH)_2 + 2H_3PO_4 = Ba(H_2PO_4)_2 + 2H_2O$$

$$Ba(OH)_2 + H_3PO_4 = BaHPO_4\downarrow + 2H_2O$$

Возможна и дальнейшая нейтрализация кислых солей избытком основания:

$$Ba(H_2PO_4)_2 + Ba(OH)_2 = 2BaHPO_4\downarrow + 2H_2O$$

$$2BaHPO_4 + Ba(OH)_2 = Ba_3(PO_4)_2\downarrow + 2H_2O$$

Соли, содержащие в своем составе гидроксогруппы, называются *осно́вными*. Названия осно́вных солей:

$Ca_2SO_4(OH)_2$ — дигидроксид-сульфат кальция

$CoNO_3(OH)$ — гидроксид-нитрат кобальта(II)

$Al_2SiO_4(OH)_2$ — дигидроксид-ортосиликат алюминия

Иногда формулы осно́вных солей записывают по-другому, объединяя в одной скобке катион металла и гидроксогруппу (это не очень точно для твердых солей, поскольку ионы M^{n+} и OH^- находятся в разных узлах кристаллической решетки, но верно для солей в растворе, хотя они очень плохо растворимы в воде и концентрация связанных между собой ионов M^{n+} и OH^- чрезвычайно мала). Иная запись формулы влечет за собой изменение названия:

$(CaOH)_2SO_4$ — сульфат гидроксокальция

$(CoOH)NO_3$ — нитрат гидроксокобальта(II)

$(AlOH)_2SiO_4$ — ортосиликат гидроксоалюминия

Большинство осно́вных солей малорастворимо в воде.

Многие осно́вные соли являются минералами, например *малахит* $Cu_2CO_3(OH)_2$, *гидроксиапатит* $Ca_5(PO_4)_3OH$, *герхардтит* $Cu_2NO_3(OH)_3$, *бутлерит* $FeSO_4(OH)$ и др.

Осно́вные соли — продукты н е п о л н о й нейтрализации основания кислотой:

$$Co(OH)_2 + HNO_3 = CoNO_3(OH)\downarrow + H_2O$$

Возможна дальнейшая нейтрализация осно́вных солей избытком кислоты:

$CoNO_3(OH) + HNO_3 = Co(NO_3)_2 + H_2O$

Сильные кислоты разрушают кислые соли слабых кислот, а щелочи — осно́вные соли малорастворимых оснований, например:

$Ba(H_2PO_4)_2 + H_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2H_3PO_4$
$CoNO_3(OH) + NaOH = Co(OH)_2\downarrow + NaNO_3$

Известны также соли, содержащие два химически разных катиона (*двойные* соли) или аниона (*смешанные* соли). Примеры:

$KAl(SO_4)_2$ — сульфат алюминия-калия
$Fe(NH_4)_2(SO_4)_2$ — сульфат диаммония-железа(II)
$LiAl(SiO_3)_2$ — метасиликат алюминия-лития
$Na_3CO_3(HCO_3)$ — гидрокарбонат-карбонат натрия
$Na_2IO_3(NO_3)$ — нитрат-иодат натрия

Большинство двойных и смешанных солей малорастворимо в воде.

Многие из них являются промышленно важными минералами, например *шёнит* $K_2Mg(SO_4) \cdot 6H_2O$, *доломит* $CaMg(CO_3)_2$, *чилийская селитра* (*нитронатрит*) $Na_2IO_3(NO_3)$, *алюмокалиевые квасцы* $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$, *изумруд* $Be_3Al_2(SiO_3)_6$, *фторапатит* $Ca_5(PO_4)_3F$ и многие другие.

КИСЛОТНЫЕ И ОСНО́ВНЫЕ ОКСИДЫ

При полной дегидратации гидроксидов всегда получаются *оксиды*:

$H_2SO_4 = SO_3 + H_2O$	$2LiOH = Li_2O + H_2O$
$H_2CO_3 = CO_2 + H_2O$	$Ca(OH)_2 = CaO + H_2O$

Кислотам H_2SO_4 и H_2CO_3 отвечают *кислотные оксиды*, основаниям LiOH и $Ca(OH)_2$ — *осно́вные оксиды*. Степени окисления элементов в гидроксиде и оксиде совпадают ($H_2S^{VI}O_4$—$S^{VI}O_3$, $Li^{I}OH$—Li^{I}_2O).

Названия оксидов:

SO_3 — триоксид серы	Li_2O — оксид лития
CO_2 — диоксид углерода	CaO — оксид кальция
N_2O_5 — пентаоксид диазота	FeO — оксид железа(II)

Кислотные и осно́вные оксиды сохраняют солеобразующие свойства соответствующих гидроксидов при взаимодействии с противоположными по свойствам гидроксидами или между собой:

$N_2O_5 + 2NaOH = 2NaNO_3 + H_2O$
$3CaO + 2H_3PO_4 = Ca_3(PO_4)_2\downarrow + 3H_2O$
$Li_2O + SO_3 = Li_2SO_4$

Некоторые (но далеко не все) кислотные и осно́вные оксиды реагируют с водой, переходя в кислотные и осно́вные гидроксиды:

$Cl_2O_7 + H_2O = 2HClO_4$	$Na_2O + H_2O = 2NaOH$
$P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$	$BaO + H_2O = Ba(OH)_2$

Осно́вные и кислотные оксиды можно получить при сжигании металлов и неметаллов в кислороде (или на воздухе):

$4Li + O_2 = 2Li_2O$	$S + O_2 = SO_2$
$2Mg + O_2 = 2MgO$	$4P + 5O_2 = 2P_2O_5$

В природе кислотные и осно́вные оксиды встречаются в виде минералов, например *кварц* (*горный хрусталь, кремнезём, песок*) SiO_2, *опал* (*яшма*) $SiO_2 \cdot nH_2O$, *известь* CaO, *тенорит* CuO, *куприт* Cu_2O и др.

АМФОТЕРНЫЕ ГИДРОКСИДЫ И ОКСИДЫ

Амфотерность (двойственность свойств) гидроксидов и оксидов некоторых элементов проявляется в образовании ими двух рядов солей. Например, для гидроксида и оксида алюминия:

а) $2Al(OH)_3 + 3SO_3 = Al_2(SO_4)_3 + 3H_2O$
$Al_2O_3 + 3H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 3H_2O$

б) $2Al(OH)_3 + Na_2O = 2NaAlO_2 + 3H_2O$
$Al_2O_3 + 2NaOH \xrightarrow{t} 2NaAlO_2 + H_2O$

В реакциях а) $Al(OH)_3$ и Al_2O_3 проявляют свойства основных гидроксидов и оксидов, т. е. они, подобно щелочам, реагируют с кислотами и кислотными осадками, образуя соль, в которой алюминий является катионом Al^{3+}. Напротив, в реакциях б) $Al(OH)_3$ и Al_2O_3 выполняют функцию кислоты и кислотного оксида соответственно, образуя соль, в которой атом алюминия Al^{III} входит в состав аниона AlO_2^- (кислотного остатка), подобно N^V и S^{IV} в кислотных остатках NO_3^- и SO_4^{2-}.

Сам элемент алюминий проявляет в этих соединениях свойства металла и неметалла. Следовательно, алюминий — *амфотерный элемент*. Подобные свойства имеют также элементы А-групп — Be, Ga, Ge, Sn, Pb, Sb, Bi, Po и др., а также большинство элементов Б-групп — Cr, Mn, Fe, Zn, Cd, Au и др. Например:

а) $Zn(OH)_2 + N_2O_5 = Zn(NO_3)_2 + H_2O$
$ZnO + 2HNO_3 = Zn(NO_3)_2 + H_2O$

б) $Zn(OH)_2 + Na_2O = Na_2ZnO_2 + H_2O$
$ZnO + 2NaOH = Na_2ZnO_2 + H_2O$

Если амфотерный элемент имеет в соединениях несколько степеней окисления, то амфотерные свойства наиболее ярко проявляются для промежуточной степени окисления. Например, для хрома известны три степени окисления — (+II), (+III) и (+VI). У Cr^{III} кислотные и осно́вные свойства выражены в равной степени, тогда как у Cr^{II} наблюдается преобладание осно́вных свойств, а у Cr^{VI} — преобладание кислотных свойств:

CrO $Cr(OH)_2$	Cr_2O_3 $Cr(OH)_3$, $CrO(OH)$		CrO_3 H_2CrO_4, $H_2Cr_2O_7$
Осно́вные свойства ↓	Амфотерные свойства ↙ ↘		Кислотные свойства ↓
Cr^{2+} $CrSO_4$ $Cr(ClO_4)_2$	Cr^{3+} $Cr(NO_3)_3$ $KCr(SO_4)_2$	Cr^{III} $NaCrO_2$ $LiCrO_2$	Cr^{VI} K_2CrO_4 $K_2Cr_2O_7$

Очень часто амфотерные гидроксиды элементов в степени окисления (+III) существуют также в *мета*-форме, например $AlO(OH)$ — метагидроксид алюминия, $FeO(OH)$ — метагидроксид железа [для железа *орто*-форма $Fe(OH)_3$ не существует].

Амфотерные гидроксиды практически нерастворимы в воде; наилучший способ их получения — осаждение из водного раствора с помощью гидрата аммиака:

$$Al(NO_3)_3 + 3(NH_3 \cdot H_2O) \xrightarrow{20\ °C} Al(OH)_3\downarrow + 3NH_4NO_3$$

$$Al(NO_3)_3 + 3(NH_3 \cdot H_2O) \xrightarrow{80\ °C} AlO(OH)\downarrow + 3NH_4NO_3 + H_2O$$

Гидрат аммиака — слабое основание; в случае же использования щелочей (в избытке) амфотерные гидроксиды не осаждаются, поскольку амфотерные элементы легко перейдут в анион:

а) $Al(OH)_3 + NaOH = Na[Al(OH)_4]$
$Al(NO_3)_3 + 4NaOH(конц.) = Na[Al(OH)_4] + 3NaNO_3$

б) $Zn(OH)_2 + 2NaOH = Na_2[Zn(OH)_4]$
$ZnSO_4 + 4NaOH(конц.) = Na_2[Zn(OH)_4] + Na_2SO_4$

Образующиеся соли называются комплексными, так как они включают *комплексные* анионы $[Al(OH)_4]^-$ и $[Zn(OH)_4]^{2-}$; названия этих солей:

$Na[Al(OH)_4]$ — тетрагидроксоалюминат(III) натрия

$Na_2[Zn(OH)_4]$ — тетрагидроксоцинкат(II) натрия

Соли, полученные выше при нагревании оксидов Al_2O_3 и ZnO с твердой щелочью, называются иначе:

$NaAlO_2$ — диоксоалюминат(III) натрия

Na_2ZnO_2 — диоксоцинкат(II) натрия

Часто эти названия упрощают (хотя это и не рекомендуется) и говорят об алюминатах и цинкатах.

При подкислении растворов комплексных солей происходит разрушение комплексов:

$Na[Al(OH)_4] + HNO_3$(разб.) $= Al(OH)_3\downarrow + NaNO_3 + H_2O$
$Na[Al(OH)_4] + 4HNO_3$(конц.) $= Al(NO_3)_3 + NaNO_3 + 4H_2O$
$2Na[Al(OH)_4] + CO_2 = 2Al(OH)_3\downarrow + Na_2CO_3 + H_2O$

Для многих амфотерных элементов точные формулы гидроксидов неизвестны, поскольку из водного раствора вместо гидроксидов выпадают *гидратированные оксиды*, например $Au_2O_3 \cdot nH_2O$, $MnO_2 \cdot nH_2O$, $GeO_2 \cdot nH_2O$, $Sb_2O_3 \cdot nH_2O$, $Sb_2O_5 \cdot nH_2O$ и др.

Амфотерные элементы в свободном виде взаимодействуют как с типичными кислотами, так и со щелочами:

$Al + 3H_2SO_4$(разб.) $= Al_2(SO_4)_3 + 3H_2\uparrow$
$Al + 6H_2O + 2NaOH$(конц.) $= 2Na[Al(OH)_4] + 3H_2\uparrow$

Амфотерные гидроксиды и особенно оксиды широко распространены в природе; упомянем самые известные минералы — *гиббсит* $Al(OH)_3$; *бёмит* (*диаспор, боксит*) $AlO(OH)$, *гётит* $FeO(OH)$, *корунд* (*глинозём*) Al_2O_3, *гематит* Fe_2O_3, *пиролюзит* MnO_2, *глёт* (*массикот*) PbO, *касситерит* SnO_2 и многие другие.

БИНАРНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Большинство двухэлементных соединений (кроме осно́вных, амфотерных и кислотных оксидов) и многоэлементных соединений (кроме гидроксидов и солей) относится к *бинарным соединениям*, например H_2O, KBr, H_2S, N_2O, NH_3, CaC_2, SiH_4, H_2O_2, NH_4Cl, Mg_3N_2 и др.

Кислородные бинарные соединения, например CO, NO, NO_2 и $(Fe^{II}Fe_2^{III})O_4$, называются оксидами, но они не могут быть отнесены ни к одному из рассмотренных ранее типов оксидов.

Действительно, оксиды CO и NO не имеют кислотных гидроксидов (хотя C и N — неметаллы), они не образуют солей, в состав анионов которых входили бы C^{II} и N^{II}. Поэтому оксиды CO и NO называют *несолеобразующими* оксидами.

Диоксид азота NO_2, реагируя со щелочами, образует две соли, содержащие N^{III} и N^{V}:

$$2NO_2 + 2NaOH = NaNO_2 + NaNO_3$$

но не существуют кислота и соли, содержавшие бы N^{IV}.

Двойной оксид $(Fe^{II}Fe_2^{III})O_4$ содержит катионы амфотерного элемента — железа в двух разных степенях окисления и при взаимодействии с кислотами образует не одну, а две разные соли:

$$(Fe^{II}Fe_2^{III})O_4 + 4H_2SO_4 = FeSO_4 + Fe_2(SO_4)_2 + 4H_2O$$

Формально этот двойной оксид «содержит» оксиды $Fe^{II}O$ и $Fe_2^{III}O_3$, проявляющие осно́вные и амфотерные свойства соответственно; известны соли — ферраты(III) $NaFeO_2$ и $KFeO_2$. С этой точки зрения, если записать формулу двойного оксида как соль железа(II) — $Fe^{II}(Fe^{III}O_2)_2$, такие двойные оксиды называют *солеобразными* оксидами, т. е. похожими на соли, но не являющимися ими в действительности.

Ионные бинарные соединения, такие, как AgF, KCl, Na_2S, $Ba(HS)_2$, NH_4Br и PbI_2, построены, подобно солям, из реальных катионов и анионов. Их называют *бескислородными* солями. Эти соли рассматривают как продукты замещения водорода в соединениях H_2S, HF, HCl, HBr и HI.

Последние в водном растворе диссоциируют так же, как и кислоты HNO_3, H_2SO_4 и H_2CO_3, поэтому их называют *бескислородными* кислотами.

Водный раствор хлороводорода HCl — это хлороводородная кислота (если раствор концентрированный — соляная кислота), раствор сероводорода H_2S — сероводородная кислота и т. п.

Реакции нейтрализации с участием бескислородных кислот:

а) $HBr + NH_3 \cdot H_2O = NH_4Br + H_2O$
б) $2H_2S + Ba(OH)_2 = Ba(HS)_2 + 2H_2O$
в) $2HI + Pb(OH)_2 = PbI_2\downarrow + 2H_2O$

Бинарные соединения синтезируют из простых веществ или другими способами:

$N_2 + 3H_2 = 2NH_3$ | $2Al + 3I_2 = 2AlI_3$

$Ca + 2C = CaC_2$ | $NH_3 + HCl = NH_4Cl$

Напомним, что некоторые бинарные соединения легко гидролизуются водой (см. раздел 8), однако большинство из них являются очень устойчивыми и не разрушаются в воде, кислотах и щелочах.

Встречаются двойные и смешанные бинарные соединения, например:

$KMgCl_3$ — хлорид магния-калия

$Pb(Cl)F$ — фторид-хлорид свинца

SCl_2O_2 — диоксид-дихлорид серы

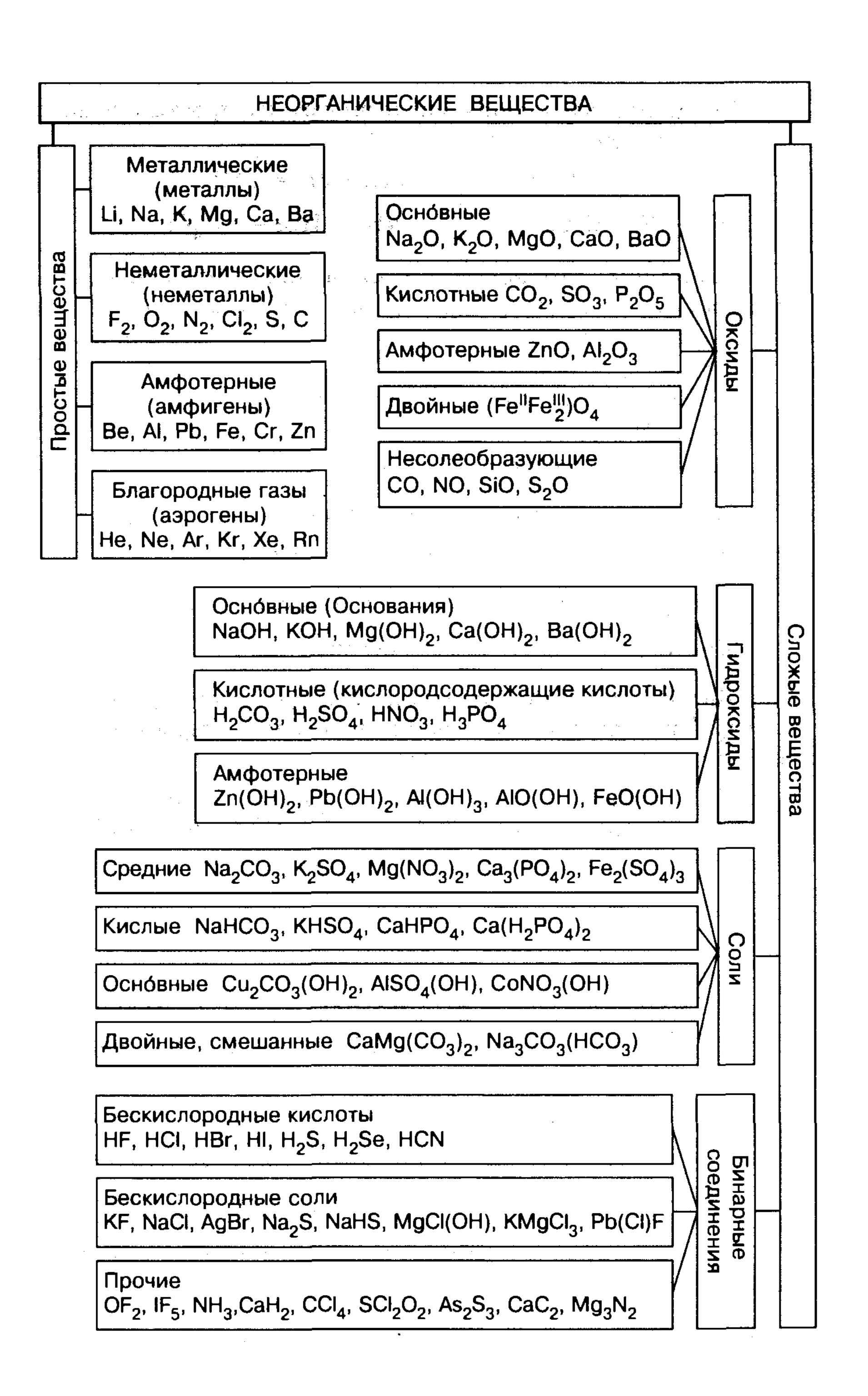
$(Fe^{II}Fe_2^{III})O_4$ — оксид дижелеза(III)-железа(II)

$(CaTi)O_3$ — триоксид титана-кальция

Многие бинарные соединения находятся в природе в виде минералов и являются ценным минеральным сырьем для промышленности:

$NaCl$	— *галит (поваренная соль)*	$(MgAl_2)O_4$	— *шпинель благородная*
KCl	— *сильвин*	$(Fe^{II}Fe_2^{III})O_4$	— *магнетит*
$KMgCl_3$	— *карналлит*	$(Pb_2^{II}Pb^{IV})O_4$	— *сурик*
FeS_2	— *пирит*	$(FeCu)S_2$	— *халькопирит*
CaF_2	— *флюорит*	$Fe(As)S$	— *арсенопирит*
Hg_2Cl_2	— *ка́ломель*	HgS	— *ки́новарь*
ZnS	— *вюрцит, сфалерит*	As_2S_3	— *аурипигмент*
		As_4S_4	— *реальгар*
MoS_2	— *молибденит*	$NiAs$	— *никелин*

Все рассмотренные типы неорганических веществ приведены в схеме:



Большое число примеров реакций с участием важнейших классов простых и сложных веществ содержится в последующих разделах, посвященных химии элементов и их соединений.

Вопросы и упражнения

1. Распределите оксиды по группам и составьте их названия:

BaO	Mn_2O_7	N_2O_5	SnO
BeO	PbO	MgO	ZnO
Cl_2O_7	Li_2O	SiO_2	P_2O_5
CrO_3	SO_2	Al_2O_3	CrO
SrO	Cr_2O_3	Na_2O	Ga_2O_3

2. Распределите гидроксиды по группам и составьте их названия:

$LiOH$	$Mg(OH)_2$	$Si(OH)_4$	$Al(OH)_3$
$Cr(OH)_3$	$Zn(OH)_2$	$SO_2(OH)_2$	KOH
$Cr(OH)_2$	$Be(OH)_2$	$Pb(OH)_2$	$CrO_2(OH)_2$
$MnO_3(OH)$	$NO(OH)$	$Ca(OH)_2$	$Sn(OH)_2$
$ClO_2(OH)$	$NaOH$	$NO_2(OH)$	$Ba(OH)_2$

3. Распределите соли по группам и составьте их названия:

$NaHSO_4$	$KCr(SO_4)_2$	$Ca(H_2PO_4)_2$	$Cd_2CO_3(OH)_2$
$FeSO_4(OH)$	$Fe_3(PO_4)_2$	$Mn(NO_3)_2$	$FeCl_3$
K_2S	$Ba(HCO_3)_2$	$CaMg(CO_3)_2$	$FePO_4$
K_2SO_4	$Al(NO_3)_2OH$	$(CoOH)_2SO_4$	$KAl(SO_4)_2$
$CaHPO_4$	$FeCl_2$	$Fe(NH_4)_2(SO_4)_2$	CrI_3

4. Составьте названия средних солей:

$LiBrO_4$	$KClO_3$	Na_4SiO_4	$Ni_3(PO_4)_2$
$K_2Cr_2O_7$	$KMnO_4$	$BaSO_3$	$Zn(PO_3)_2$
$Pb(IO_3)_2$	$Ca(ClO_2)_2$	$Mg(NO_2)_2$	K_2CrO_4
$Na_4P_2O_7$	BaS_2O_7	K_2MnO_4	$CaSiO_3$
$KClO$	$Cu(ClO_4)_2$	$Cr_2(SO_4)_3$	$SrCO_3$

5. Получите средние соли:

$P_2O_5 + Li_2O =$	$Cl_2O_7 + Ca(OH)_2 =$
$CrO_3 + NaOH =$	$MgO + H_2SO_4 =$
$BaO + N_2O_3 =$	$Fe_2O_3 + HNO_3 =$
$Na_2O + Cr_2O_3 =$	$CaO + Mn_2O_7 =$
$BeO + K_2O =$	$Cr_2O_3 + SO_3 =$

6. Выведите формулы оксидов, отвечающих гидроксидам:

HNO_2	H_2SiO_3	$Cu(OH)_2$	$FeO(OH)$
$Be(OH)_2$	$B(OH)_3$	$HClO$	H_2SeO_4
HIO_3	H_4SiO_4	$Th(OH)_4$	HNO_3
H_2CrO_4	$La(OH)_3$	$HClO_4$	$LiOH$
$Cr(OH)_3$	$CrO(OH)$	$Sr(OH)_2$	H_3PO_4

7. Выведите формулы гидроксидов, отвечающих оксидам:

As_2O_3	SeO_2	PbO	I_2O_5
ZnO	Rb_2O	SO_3	Ga_2O_3
As_2O_5	Mn_2O_7	Fe_2O_3	CdO
Mn_2O_3	P_2O_5	Cl_2O	Bi_2O_3

8. Составьте уравнения реакций с водой для оксидов:

CaO	CrO_3	Li_2O	BaO
Mn_2O_7	N_2O_5	Cl_2O_7	SeO_3

9. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций нейтрализации (отдельно для получения каждой соли):

$KOH + H_2SO_4 \longrightarrow$ (средняя соль, кислая соль)

$Sr(OH)_2 + H_2S \longrightarrow$ (средняя соль, кислая соль)

$Ba(OH)_2 + H_3PO_4 \longrightarrow$ (средняя соль, кислые соли)

$Fe(OH)_2 + HCl \longrightarrow$ (средняя соль, осно́вная соль$\downarrow$)

$Al(OH)_3 + HClO_4 \longrightarrow$ (средняя соль, осно́вные соли$\downarrow$)

$Ba(OH)_2 + H_2CO_3 \longrightarrow$ (средняя, осно́вная$\downarrow$ и кислая соли)

10. Установите, получится ли (да, нет) одна соль:

а) $Ca(OH)_2 + H_2SO_4 =$ г) $La(OH)_3 + HClO_4 =$
б) $KOH + H_3PO_4 =$ д) $LiOH + HNO_3 =$
в) $CsOH + HClO_3 =$ е) $Ba(OH)_2 + H_2CO_3 =$

Ответы подтвердите молекулярными уравнениями реакций образования всех солей.

11. Укажите, возможен ли (да, нет) перевод всех средних солей (см. упр. **10**) в кислые соли. Ответы «да» подтвердите уравнениями реакций.

12. Укажите, возможен ли (да, нет) перевод всех средних солей (см. упр. **10**) в осно́вные соли. Ответы «да» подтвердите уравнениями реакций.

13. Составьте молекулярные уравнения реакций перевода всех полученных кислых и осно́вных солей (см. упр. **10**) в средние соли.

14. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций двойного обмена:

$CaSO_{3(т)} + H_2SO_4 =$	$Ca(CH_3COO)_2 + H_3PO_4 =$
$Ag_2CO_3 + HCl =$	$FeSO_4 + NH_3 \cdot H_2O =$
$CuSO_4 + BaS =$	$FeO(OH) + HNO_3 =$

15. Составьте уравнения реакций с участием солей при нагревании (в ответе — сумма коэффициентов):

а) дифосфат цинка(II) ⟶
⟶ ортофосфат цинка(II) + пентаоксид дифосфора;
б) гидроортофосфат натрия ⟶ дифосфат натрия + вода;
в) дигидроортофосфат бария ⟶
⟶ метафосфат бария + вода;
г) гидроксид-сульфат алюминия ⟶
⟶ сульфат алюминия + оксид алюминия + вода;
д) дигидроксид-карбонат меди(II) ⟶
⟶ оксид меди(II) + диоксид углерода + вода;
е) гидрокарбонат кальция + гидроксид кальция ⟶
⟶ карбонат кальция + вода;
ж) сульфат цинка(II) + гидрокарбонат калия ⟶
⟶ карбонат цинка(II) + сульфат калия +
+ диоксид углерода + вода.

16. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций с получением (отдельно) указанных солей:

$SO_2 + Ba(OH)_2 \longrightarrow$ (средняя соль, кислая соль)
$NaOH + H_2S \longrightarrow$ (средняя соль, кислая соль)
$SO_3 + Co(OH)_2 \longrightarrow$ (средняя соль, осно́вная соль↓)
$La_2O_3 + HNO_3 \longrightarrow$ (средняя соль, осно́вные соли↓)
$Ni(OH)_2 + SO_2 \longrightarrow$ (кислая соль, осно́вная соль↓)

17. Подберите коэффициенты в уравнениях реакций (в ответе — сумма коэффициентов):

а) $P_2O_5 + KOH \longrightarrow K_3PO_4 + H_2O$
б) $P_2O_5 + HClO_4 \longrightarrow H_3PO_4 + Cl_2O_7$
в) $I_2O_5 + H_2O \longrightarrow HIO_3$
г) $La_2O_3 + HClO_4 \longrightarrow La(ClO_4)_3 + H_2O$
д) $Hg(NO_3)_2 + HBr \longrightarrow HgBr_2 + HNO_3$
е) $Bi(NO_3)_3 + H_2S \longrightarrow Bi_2S_3 + HNO_3$

18. Докажите амфотерность:
а) гидроксида бериллия; б) гидроксида хро́ма(III)
составлением уравнений их реакций с серной кислотой и твердым гидроксидом калия.

19. Составьте уравнения реакций получения средних солей:

а) гидроксид алюминия + хлорная кислота ⟶
гидроксид алюминия + гидроксид калия(тв.) ⟶
гидроксид алюминия + гидроксид калия(конц.) ⟶
оксид алюминия + триоксид серы ⟶
оксид алюминия + оксид калия ⟶
б) гидроксид цинка(II) + азотная кислота ⟶
гидроксид цинка(II) + гидроксид калия(тв.) ⟶
гидроксид цинка(II) + гидроксид калия(конц.) ⟶
оксид цинка(II) + пентаоксид диазота ⟶
оксид цинка(II) + оксид калия ⟶

Назовите полученные соли. Какие свойства алюминия и цинка иллюстрируют эти реакции?

20. Укажите, как изменяются свойства элементов в следующих рядах:

$MnO—Mn_2O_3—MnO_2—Mn_2O_7$

$CrO—Cr_2O_3—CrO_2—Cr_2O_5—CrO_3$

$V(OH)_2—VO(OH)—VO(OH)_2—V_2O_5 \cdot 3H_2O$

$FeCl_2—FeCl_3/KFeO_2—K_2FeO_4—FeO_4$

21. Подберите коэффициенты в уравнениях реакций с участием амфотерных гидроксидов и оксидов при нагревании (в ответе — сумма коэффициентов):

а) $Cr_2O_3 + K_2S_2O_7 = KCr(SO_4)_2 + K_2SO_4$

б) $Al_2O_3 + K_2CO_3 = KAlO_2 + CO_2$

в) $FeO(OH) + Ba(OH)_2 = (BaFe_2)O_4 + H_2O$

г) $BeO + K_2S_2O_7 = K_2Be(SO_4)_2$

д) $Ga(OH)_3 + KHSO_4 = KGa(SO_4)_2 + K_2SO_4 + H_2O$

22. Руководствуясь положением элементов в Периодической системе, составьте формулы бинарных соединений:

а) фосфора — с литием, кальцием, азотом, бромом, водородом;

б) алюминия — с водородом, углеродом, азотом, серой, хлором;

в) брома — с барием, бором, углеродом, водородом, цинком;

г) серы — с фосфором, углеродом, водородом, магнием, ртутью.

Укажите среди них бескислородные кислоты и соли (в ответе — выделены шрифтом).

23. Составьте уравнения получения двойных оксидов при нагревании:

$Fe(OH)_2 + FeO(OH) =$	$Mg(OH)_2 + Al(OH)_3 =$
$Ca(OH)_2 + TiO(OH)_2 =$	$Pb(OH)_2 + PbO_2 =$

24. Получите бинарные соединения:

$H_2 + F_2 =$	$Ca + H_2 =$	$NH_3 + HI =$
$Be + C =$	$Si + N_2 =$	$K + Mg + C_2 =$
$Ca + F_2 =$	$Ga + S =$	$Mg + N_2 =$
$N_2 + F_2 =$	$Al + P =$	$Mg + Si =$

25. Составьте уравнения реакций получения бинарных соединений (в ответе — сумма коэффициентов):

а) дихромат калия + серная кислота + хлорид калия ⟶ ⟶ диоксид-дихлорид хрома + сульфат калия + вода;

б) нитрид кальция + хлорид аммония ⟶ ⟶ хлорид кальция + аммиак;

в) триоксид дибора + фторид кальция + серная кислота ⟶ ⟶ трифторид бора + сульфат кальция + вода;

г) сульфат аммония + гидроксид кальция ⟶ ⟶ аммиак + сульфат кальция + вода;

д) фторид кальция + серная кислота ⟶ ⟶ сульфат кальция + фтороводород;

е) хлорид хрома(III) + вода + сульфид натрия ⟶ ⟶ гидроксид хрома(III) + сероводород + хлорид натрия.

26. Составьте уравнения реакций по схемам (другие реактивы выберите сами):

$Ca \longrightarrow CaO \longrightarrow Ca(OH)_2 \longrightarrow Ca(NO_3)_2 \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2$

$C \longrightarrow CO_2 \longrightarrow H_2CO_3 \longrightarrow Na_2CO_3 \longrightarrow BaCO_3 \longrightarrow CO_2$

$Al \longrightarrow Al_2O_3 \longrightarrow AlBr_3 \longrightarrow Al(OH)_3 \longrightarrow K[Al(OH)_4]$

27. Даны вещества Na_2O, H_2O, Fe_2O_3, SO_3, Zn. Используя только эти вещества и (или) продукты их взаимодействия между собой, предложите способы получения соединений:

гидроксид натрия	диоксоцинкат(II) натрия
серная кислота	тетрагидроксоцинкат(II) натрия
сульфат натрия	сульфат железа(III)
оксид цинка(II)	метагидроксид железа
сульфат цинка(II)	оксид железа(III)
гидроксид цинка(II)	диоксоферрат(III) натрия

28. Приведите способы получения продуктов (в скобках — число способов):

ортофосфат натрия (4)	тетрагидроксобериллат(II) калия (3)
оксид хрома(III) (3)	гексагидроксохромат(III) натрия (2)
сульфат кальция (7)	гидроксид цинка(II) (5)

Выбор реактивов не ограничен.

29. Осуществите следующие превращения:

$BaCO_3 \longrightarrow Ba(HCO_3)_2 \longrightarrow BaCO_3 \longrightarrow Ba_2CO_3(OH)_2 \longrightarrow BaO$

$Cu \longrightarrow CuSO_4 \longrightarrow Cu_2SO_4(OH)_2 \longrightarrow Cu(OH)_2 \longrightarrow$
$\longrightarrow Cu(HSO_4)_2$

$Al_2O_3 \longrightarrow AlCl_3 \longrightarrow AlCl_2(OH) \longrightarrow AlCl(OH)_2 \longrightarrow$
$\longrightarrow Al(OH)_3 \longrightarrow Al_2O_3$

$P \longrightarrow P_2O_5 \longrightarrow H_3PO_4 \longrightarrow Ca(H_2PO_4)_2 \longrightarrow CaHPO_4 \longrightarrow$
$\longrightarrow Ca_3(PO_4)_2$

$Al \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 \longrightarrow Al(NO_3)_3 \longrightarrow AlNO_3(OH)_2 \longrightarrow$
$\longrightarrow Al(OH)_3$

30—31. Подберите коэффициенты в ионных уравнениях реакций и составьте возможные молекулярные уравнения (в ответе — сумма коэффициентов ионных уравнений):

30. а) $Cr^{3+} + NH_3 \cdot H_2O \longrightarrow Cr(OH)_3\downarrow + NH_4^+$

б) $[Cr(OH)_6]^{3-} + H^+ \longrightarrow Cr^{3+} + H_2O$

в) $[Sn(OH)_6]^{2-} + H^+ \longrightarrow SnO_2\downarrow + H_2O$

г) $CrO_4^{2-} + H^+ \longrightarrow Cr_2O_7^{2-} + H_2O$

д) $Ag^+ + OH^- \longrightarrow Ag_2O\downarrow + H_2O$

е) $Pb^{2+} + OH^- \longrightarrow [Pb(OH)_3]^-$

31. а) $HAsO_4^{2-} + Ag^+ \longrightarrow Ag_3AsO_4\downarrow + H^+$

б) $HS^- + Ag^+ \longrightarrow Ag_2S\downarrow + H_2S\uparrow$

в) $IF_5 + OH^- \longrightarrow IO_3^- + F^- + H_2O$

г) $Al^{3+} + H_2O + S^{2-} \longrightarrow Al(OH)_3\downarrow + H_2S\uparrow$

д) $[Al(OH)_4]^- + NH_4^+ \longrightarrow Al(OH)_3\downarrow + NH_3 \cdot H_2O$

е) $[Cr(OH)_6]^{3-} + CO_2 \longrightarrow Cr(OH)_3\downarrow + HCO_3^-$

32. Имеется раствор, содержащий 0,2 моль азотной кислоты. Требуется нейтрализовать этот раствор до pH = 7. Установите (устно), возможно ли (да, нет) осуществить это при использовании растворов, содержащих:

а) 0,3 моль сероводорода;

б) 0,1 моль гидроксида бария;

в) 0,2 моль гидрата аммиака;

г) 0,2 моль гидрокарбоната калия;

д) 0,1 моль гидроксида натрия.

33. Смешивают равные объемы 0,001М растворов:

а) NaOH и HClO б) KOH и HBr в) $NH_3 \cdot H_2O$ и HNO_3

Какое значение pH (< 7, > 7, = 7) имеет каждая смесь? Почему?

34. В раствор хлорида алюминия вносят порошок цинка. Наблюдают выделение газа. Составьте уравнения реакций.

35. В раствор ортофосфата натрия вносят порошок алюминия. Наблюдают выделение газа. Составьте уравнения реакций.

Ответы

10. Нет — а, б, г, е; да — в, д. **11.** Да — а, б, е; нет — в, г, д. **12.** Да — а, г, е; нет — б, в, д. **15.** а) 6; б, в) 4; г) 12; д) 5; е) 6; ж) 7. **17.** а, б) 12; в) 4; г) 12; д) 6; е) 12. **21.** а) 8; б) 5; в) 6; г) 3; д) 9. **22.** а) Li_3P, Ca_3P_2, PN, PBr_5, PH_3; б) AlH_3, Al_4Cl_3, AlN, Al_2S_3, $AlCl_3$; в) $BaBr_2$, BBr_3, CBr_4, HBr, $ZnBr_2$; г) P_2S_5, CS_2, H_2S, MgS, HgS. **23.** $(Fe^{II}Fe_2^{III})O_4$, $(CaTi)O_3$, $(MgAl_2)O_4$, $(Pb_2^{II}Pb^{IV})O_4$. **24.** HF, Be_2C, CaF_2, NF_3, CaH_2, Si_3N_4, Ga_2S_3, AlP, NH_4I, $KMgCl_3$, Mg_3N_2, Mg_2Si. **25.** а) 16; б) 18; в) 15; г) 7; д) 5; е) 22. **30.** а) 8; б) 14; в) 8; г, д) 6; е) 5. **31.** а, б) 6; в, г) 16; д) 4; е) 8. **32.** а, б, г) Нет; в, д) да. **33.** а) pH > 7 (гидролиз продукта по ClO^-); б) pH = 7 (гидролиза продукта нет); в) pH < 7 (гидролиз продукта по NH_4^+).

34. 1) $AlCl_3 + Al^{3+} + 3Cl^-$

$Al^{3+} + H_2O \rightleftarrows AlOH^{2+} + H^+$

2) $2H^+ + Zn = Zn^{2+} + H_2\uparrow$

35. 1) $Na_3PO_4 = 3Na^+ + PO_4^{3-}$

$PO_4^{3-} + H_2O \rightleftarrows HPO_4^{2-} + OH^-$

2) $2OH^- + 6H_2O + 2Al = 2[Al(OH)_4]^- + 3H_2\uparrow$

11. НЕМЕТАЛЛЫ. ВОДОРОД. ВОДА

Общая характеристика неметаллов. Положение неметаллов в Периодической системе. Особенности электронного строения атомов неметаллов. Электроотрицательность и окислительная способность неметаллов. Неметаллические простые вещества.

Водород. Положение водорода в Периодической системе. Изотопы водорода. Строение электронной оболочки атома водорода,

характерные степени окисления. Водород как простое вещество. Строение молекулы. Физико-химические свойства. Получение и применение водорода. Распространение в природе.

Вода. Строение молекулы. Физические свойства, аномалии воды. Химические свойства воды. Вода как растворитель. Тяжелая вода.

ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА НЕМЕТАЛЛОВ

Элементы с неметаллическими свойствами занимают правый верхний угол Периодической системы:

Группа	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
2-й период	B	C	N	O	F
3-й период		Si	P	S	Cl
4-й период			As	Se	Br
5-й период				Te	I
6-й период					At

Общая электронная конфигурация атомов неметаллов — ns^2np^{1-5}, где n — номер периода; отсюда вытекает большое разнообразие степеней окисления неметаллов в их соединениях.

Характерным свойством неметаллов является большее (по сравнению с металлами) число электронов во внешней электронной оболочке их атомов, а следовательно, бо́льшая способность к присоединению электронов (окислительная способность), передаваемая высокими значениями их электроотрицательности.

В свободном виде встречаются газообразные (F_2, O_2, N_2, Cl_2) и твердые неметаллические простые вещества (B, C, Si, P, S, I_2 и др.), известен лишь один жидкий неметалл — бром Br_2.

ВОДОРОД

Элемент водород H занимает особое место в Периодической системе. У него нет химических аналогов, он проявляет металлические и неметаллические свойства (поэтому часто в Периодической системе его помещают одновременно в IA- и в VIIA-группу).

Для водорода известно три изотопа: легкий водород (*протий*) ^1H, тяжелый водород (*дейтерий*) ^2H (D) и сверхтяжелый

водород (*тритий*) ^3H (T). Протий и дейтерий — стабильные изотопы, а тритий радиоактивен (период полураспада 12,34 года). В природе преобладает легкий водород (99,985%, остальное — дейтерий).

Электронная конфигурация атома водорода $1s^1$, характерные степени окисления в соединениях — чаще (+I), реже (–I) (рис. 11).

+I — H_2O, $H^+(H_3O^+)$, OH^-, HCl, H_2S, NaHS, NH_3, NH_4Cl, NaOH, H_2SO_4, $Al(OH)_3$, Na_2HPO_4, $NaHCO_3$, $AlSO_4(OH)$, MgCl(OH)

0 — H_2, H^0

–I — NaH, CaH_2, AlH_3, SnH_4

Рис. 11

Атом водорода имеет наименьшие размеры по сравнению с атомами других элементов, поэтому катион водорода (протон) H^+ обладает сильной проникающей способностью в электронные оболочки атомов других элементов. Атом водорода образует с атомами типичных неметаллов присущие только ему водородные связи.

По той же причине катион водорода не существует в водном растворе, он соединяется с одной молекулой воды и образует катион оксония H_3O^+, где все три связи H—O одинаковые по длине, $l_{св}$ = 95 пикометров (пм).

В свободном виде водород образует двухатомную молекулу H_2 с очень прочной ковалентной связью ($E_{св}$ = 436 кДж/моль). Водород H_2 — самый легкий из газов (ρ = 0,09 г/л при н. у.), бесцветный, без запаха и вкуса, практически не растворяется в воде.

Водород H_2 может проявлять в одних условиях восстановительные свойства (чаще), в других — окислительные свойства (реже):

восстановитель $H_2 - 2e^- = 2H^{+I}$

окислитель $H_2 + 2e^- = 2H^{-I}$

При соответствующих условиях он активно реагирует со многими металлами, неметаллами, оксидами и др., например:

$$2H_2 + O_2 = 2H_2O \qquad H_2 + Ca = CaH_2$$
$$H_2 + S = H_2S \qquad H_2 + CuO = Cu + H_2O$$

При этом образуются либо легколетучие (а часто при обычных условиях газообразные) ковалентные соединения водорода (H_2O, H_2S, а также HCl, NH_3, SiH_4 и др.), либо твердые ионные гидриды (CaH_2).

В промышленности водород получают электролизом воды (точнее — водных растворов инертных электролитов — кислот, щелочей и солей):

$$2H_2O \xrightarrow{\text{электролиз}} 2H_2\uparrow(\text{катод}) + O_2\uparrow(\text{анод})$$

электролизом раствора хлорида натрия (см. раздел 12) и восстановлением водяного пара раскаленным коксом:

$$H_2O_{(г)} + C\,(\text{кокс}) \rightleftharpoons H_{2(г)} + CO_{(г)}$$

В лаборатории водород получают взаимодействием более активных, чем он сам, восстановителей с кислотами-неокислителями или с водой (в щелочной среде), например:

$$Mg + 2HCl = MgCl_2 + H_2\uparrow$$
$$Zn + H_2SO_4(\text{разб.}) = ZnSO_4 + H_2\uparrow$$
$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow$$
$$2Al + 2NaOH + 6H_2O = 2Na[Al(OH)_4] + 3H_2\uparrow$$
$$CaH_2 + 2H_2O = Ca(OH)_2 + 2H_2\uparrow$$

В этих реакциях водород вначале появляется в атомарном виде H^0 (водород *in statu nascendi*, лат. — в момент возникновения), а затем уже соединяется в молекулы ($2H^0 = H_2\uparrow$). *Атомарный водород* H^0 очень сильный восстановитель; так, если в подкисленный раствор $KMnO_4$ внести гранулы цинка, то Zn восстанавливает водород до состояния H^0, а последний — перманганат калия (и почти все другие окислители):

$$10H^0 + 3H_2SO_4(\text{разб.}) + 2KMnO_4 = 2MnSO_4 + 8H_2O + K_2SO_4$$

Водород обладает способностью проникать во многие металлы (особенно хорошо в палладий, платину и никель); в них водород находится также в атомном состоянии.

Водород широко применяют при получении аммиака, хлороводорода, металлов, метанола, твердых жиров и других технически важных продуктов.

На Земле водород — третий по химической распространенности* элемент, он встречается главным образом в связанном виде (вода, живые организмы, нефть, уголь, минералы), атомная доля водорода равна 15,52%. Водород наиболее распространенный элемент космоса, в состав космической материи входит 63% H, 36% He и 1% остальных элементов (по массе).

ВОДА

В природе наиболее распространенным соединением водорода является *вода* H_2O. При обычных условиях полярные молекулы воды образуют между собой водородные связи. Это обусловливает аномалию температур плавления и кипения воды (они значительно выше, чем у ее химических аналогов H_2S, H_2Se и H_2Te).

Чистая вода не имеет цвета, вкуса и запаха, толстые слои воды (более 5 м) имеют голубую окраску. Вода кипит при 100 °C, а затвердевает в лёд при 0 °C, что сопровождается увеличением объема на 9%, т. е. лёд легче жидкой воды (вторая аномалия воды). Наибольшую плотность ($\rho = 1{,}00$ г/мл) вода имеет не при 0 °C, а при 4 °C (третья аномалия воды).

Вода чрезвычайно слабый электролит ($2H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$); электропроводность чистой (дистиллированной) воды весьма мала.

По химическим свойствам вода довольно активное вещество; в подходящих условиях она реагирует со многими металлами и неметаллами, осно́вными и кислотными оксидами, например:

$$2H_2O + 2Li = 2LiOH + H_2\uparrow \qquad H_2O + BaO = Ba(OH)_2$$
$$H_2O + Br_2 \rightleftharpoons HBr + HBrO \qquad 3H_2O + P_2O_5 = 2H_3PO_4$$

---

* Химическая распространенность элемента — это его мольная доля в земной коре.

Благодаря полярности молекул воды в ней растворяются и диссоциируют многие ионные и ковалентные вещества типа оснований, кислот и солей, большинство солей вступает с водой в реакции обратимого гидролиза. Вода как растворитель способствует протеканию огромного числа обменных и окислительно-восстановительных реакций между веществами. Со многими безводными солями вода образует кристаллогидраты; один из методов обнаружения воды основан на переходе во влажной атмосфере белого сульфата меди(II) $CuSO_4$ в голубой медный купорос $CuSO_4 \cdot 5H_2O$.

Известна изотопная разновидность воды — *тяжелая вода* D_2O; в природных водах массовое отношение $D_2O : H_2O = 1 : 6000$. Константы D_2O отличаются от таковых для обычной воды: $t_{пл} = 3{,}8$ °C, $t_{кип} = 101{,}4$ °C, $\rho = 1{,}105$ г/мл. Растворимость большинства веществ в тяжелой воде значительно меньше, чем в обычной воде. Тяжелая вода ядовита, так как замедляет биологические процессы в живых организмах.

Тяжелая вода накапливается в остатке электролита при многоразовом электролизе воды. Используется как теплоноситель и замедлитель нейтронов в ядерных реакторах.

Вопросы и упражнения

1. Объясните с точки зрения химической связи, почему:

а) существует молекула H_2, но не образуются молекулы H_3 и He_2;

б) существует частица H_2^+, но не может существовать частица H_2^{2+}.

2. Соединения:

а) HBr, HF, HI, HCl

б) H_2Se, H_2S, H_2Te, H_2O

в) H_2O, CH_4, HF, NH_3

расположите (отдельно для каждого ряда) в порядке увеличения полярности связи.

3. Приведите примеры сходства химических свойств водорода:

а) со щелочными металлами;

б) с галогенами.

4. Укажите состав ядер протия, дейтерия и трития, строение их электронных оболочек. Составьте электронные формулы молекул D_2 и T_2.

5. Составьте формулы веществ:

а) хлорид дейтерия

б) сульфат дейтерия

в) дейтерид лития

г) оксид трития

6. Известно, что энергия связи в молекуле H_2 значительно больше (436 кДж/моль), чем в молекуле F_2 (159 кДж/моль). Предположите, чем это можно объяснить.

7. Составьте электронные формулы молекул тяжелой воды D_2O и дейтериоаммиака ND_3. Укажите степени окисления элементов, определите геометрическую форму молекул.

8. Укажите, какая вода — легкая H_2O, тяжелая D_2O или сверхтяжелая T_2O — замерзает при более высокой температуре. Ответ обоснуйте.

9. Даны вещества:

$$CH_4—SnH_4—NH_3—NaH—HBr—B_2H_6—AlH_3—$$
$$—H_2S—H_2—H_2O_2—TiH_2—H_2O—HF$$

Выберите из них те, которые отвечают гидридам. Сделанный выбор мотивируйте.

10. Перечислите химические функции (роли), которые могут выполнять:

а) молекула H_2 б) ион H^+ (H_3O^+) в) ион H^-

Ответ подтвердите уравнениями реакций.

11. Подберите коэффициенты в уравнениях реакций (в ответе — сумма коэффициентов):

а) $CH_4 + O_2 \rightleftarrows CO + H_2$

б) $Al + HCl = Al_2C_6 + H_2$

в) $H_2 + WO_3 = W + \ldots$

г) $H_2 + NF_3 = N_2 + \ldots$

д) $Fe + H_2O(пар) = Fe_2O_3 + \ldots$

12. Когда реагируют H_2 с O_2, то говорят, что водород сгорает в кислороде (а не наоборот). Почему? Как аналогичным образом описать реакцию H_2 с Cl_2? Дайте мотивированные ответы.

13. Составьте уравнения реакций и укажите функции реагентов (в ответе — сумма коэффициентов):

а) $H_2 + TiO_2 = Ti + ...$ г) $LiH + H_2O =$
б) $H_2 + Li =$ д) $SiH_4 + H_2O = SiO_2 + ...$
в) $H_2 + FeO =$ е) $NaH + HCl$(разб.) =

14. Определите (устно) относительную плотность по водороду смеси $H_2 + He$, содержащей 50% (по объему) гелия.

15. Составьте уравнения реакций получения водорода (в ответе — сумма коэффициентов):

а) $Ba + H_2O =$ в) $Al + H_2SO_4$(разб.) =
б) $Al + H_2O =$ г) $Zn + NaOH$(конц.) $+ H_2O =$

(в реакции Al с водой используется амальгамированный алюминий).

16. Установите (устно), в каком случае выделяется большее количество водорода при взаимодействии 12,3 г цинка:

а) с хлороводородной кислотой;
б) с водой в щелочной среде.

17. Некоторые соединения называют твердыми источниками водорода. Приведите примеры таких соединений и уравнения реакций получения водорода из них.

18. Закончите уравнения реакций и подберите коэффициенты (в ответе — сумма коэффициентов):

а) $H^0 + H_2SO_4$(разб.) $+ K_2Cr_2O_7 = Cr_2(SO_4)_3 + ...$
б) $H^0 + KNO_3 = KNO_2 + ...$ (в разб. H_2SO_4)
в) $H^0 + KNO_3 = NH_3 \cdot H_2O + ...$ (в конц. KOH)

19. При электролизе воды на аноде получено 8,4 л (н. у.) кислорода. Определите (устно) объем водорода, выделившегося на катоде.

20. Укажите (устно), у какого иона — H^+ или OH^- — в чистой воде больше и во сколько раз:

а) молярная концентрация; б) массовая доля.

21. Водород на Земле встречается в основном в связанном виде. Приведите пять примеров распространенных в природе водородсодержащих веществ.

22. Перечислите крупнотоннажные химические производства, где в качестве реагента используется водород.

Ответы

2. а) HI–HBr–HCl–HF; б) $H_2Te–H_2Se–H_2S–H_2O$; в) $CH_4–NH_3–H_2O–HF$. **5.** а) DCl; б) D_2SO_4; в) LiD; г) T_2O. **8.** Сверхтяжелая вода (для справки: $t_{пл}$ = 4,5 °С). **11.** а) 9; б) 12; в) 8; г) 12; д) 9. **13.** а) 6; б) 5; в—г) 4; д) 6; е) 4. **14.** 1,5. **15.** а) 5; б) 13; в) 9; г) 7. **16.** Количество водорода одинаково. **18.** а) 20; б) 5; в) 12. **19.** 16,8 л. **20.** а) Одинаковы; б) больше у OH^- в 17 раз. **21.** Например, вода H_2O, метан CH_4, апатит $Ca_5(PO_4)_3OH$, малахит $Cu_2CO_3(OH)_2$, гидрокарбонат кальция $Ca(HCO_3)_2$ (в жесткой пресной воде).

12. ГАЛОГЕНЫ. ХЛОР

Галогены — элементы VIIA-группы Периодической системы. Общая электронная формула, характерные степени окисления и электроотрицательность элементов. Простые вещества, их окислительная способность. Получение галогенов в свободном виде. Применение галогенов.

Водородные соединения галогенов. Химические свойства и получение галогеноводородов. Ионные и ковалентные галогениды, их гидролиз.

Кислородные соединения галогенов. Их свойства и получение. Фторид кислорода.

Хлор. Простое вещество, строение молекулы. Окислительные свойства. Взаимодействие хлора с водородом, металлами, неметаллами, водой, щелочами в водном растворе. Получение хлора в промышленности и в лаборатории. Применение и распространение в природе.

Хлороводород, строение молекулы. Растворение в воде. Хлороводородная (соляная) кислота, ее соли. Окислительно-восстановительные свойства. Качественная реакция на хлорид-ион. Получение и применение хлороводорода.

Кислородные соединения хлора. Окислительные свойства гипохлоритов. Термическое разложение хлората калия. Получение и применение гипохлоритов и хлоратов.

ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ГАЛОГЕНОВ

Элементы *фтор* F, *хлор* Cl, *бром* Br, *иод* I и *астат* At составляют VIIA-группу Периодической системы. Групповое название этих элементов — *галогены*. Электронная конфигурация валентного уровня атомов галогенов одинакова: ns^2np^5. Электроотрицательность элементов уменьшается от фтора к астату. Фтор — самый электроотрицательный элемент (χ = 4,10), он не имеет положительных степеней окисления и встречается в соединениях только в состоянии F^{-I}. Остальные галогены — хлор и его более тяжелые аналоги проявляют в соединениях степени окисления от (−I) до (+VII).

Все галогены в свободном виде построены из двухатомных молекул (F_2, Cl_2, Br_2, I_2) и являются типичными неметаллическими простыми веществами. Из них F_2 и Cl_2 — газы, Br_2 — жидкость, I_2 (и At_2) — твердые вещества. Окислительная способность простых веществ у м е н ь ш а е т с я от фтора к иоду; F_2 — один из самых сильных окислителей, например, он окисляет даже O^{-II}:

$$2F_2 + 2KOH(\text{разб.}) = OF_2\uparrow + 2KF + H_2O$$

(соединение OF_2 — это не оксид, а фторид: $O^{+II}F_2^{-I}$ — дифторид кислорода).

По той же причине получение F_2 из фторидов (т. е. окисление $2F^{-I} - 2e^- = F_2^0$) можно провести лишь электрическим путем (электролизом расплава NaF).

Изменение окислительных свойств галогенов проявляется в реакциях

$$Br_2 + 2KI = I_2 + 2KBr$$

$$I_2 + 2KBrO_3 = Br_2 + 2KIO_3$$

где галоген с меньшим порядковым номером всегда вытесняет галоген с бо́льшим порядковым номером из бескислородных солей последнего; для кислородсодержащих солей наблюдается обратное.

Галогены вступают в реакцию почти со всеми элементами: с типичными металлами они образуют *ионные галогениды* — соли, например CaF_2, NaCl, $BaBr_2$ и LiI, а с типичными неметаллами — *ковалентные галогениды*, например SF_6, PCl_5, CBr_4 и BI_3. Многие ковалентные галогениды полностью гидролизуются:

$$PBr_5 + 4H_2O = H_3PO_4 + 5HBr$$

Водородные соединения галогенов — *галогеноводороды* HF, HCl, HBr и HI представляют собой бесцветные газы, хорошо растворяющиеся в воде. Из них HF — слабая кислота, а остальные галогеноводороды — сильные кислоты в водном растворе. HBr и HI — типичные восстановители, поэтому их нельзя получить по обменной реакции с кислотами-окислителями, в отличие от HF и HCl. Например, сравните:

$$CaF_2 + H_2SO_4(\text{конц.}) = CaSO_4\downarrow + 2HF\uparrow$$

$$2KBr + 2H_2SO_4(\text{конц.}) = Br_2 + SO_2\uparrow + 2H_2O + K_2SO_4$$

Галогениды некоторых металлов малорастворимы в воде (CaF_2, $PbCl_2$, AgBr, BiI_3 и др.). Концентрированный раствор HF называют *плавиковой кислотой*; ее нельзя хранить в стеклянной посуде (разъедает стекло).

Непосредственно с кислородом галогены Cl_2, Br_2 и I_2 не реагируют, их *кислородные соединения* — кислоты и соли получают дисмутацией галогенов в воде или в щелочной среде, например:

а) $2Br_2 + H_2O + HgO = 2HBrO + HgBr_2\downarrow$

б) $Br_2 + 2NaOH(\text{конц.}) \xrightarrow{20\ ^\circ C} NaBrO + NaBr + H_2O$

$3NaBrO_{(p)} \xrightarrow{100\ ^\circ C} NaBrO_3 + 2NaBr$

(подробнее см. ниже, в химии хлора). Для кислородных соединений галогенов характерны окислительные свойства, например в реакциях конмутации:

$$NaBrO_3 + 3H_2SO_4(\text{разб.}) + 5NaBr = Br_2 + 3H_2O + 3Na_2SO_4$$

Астат — радиоактивный галоген; наиболее долгоживущий изотоп ^{210}At имеет период полураспада 8,1 ч; химические свойства астата подобны свойствам иода. Остальные галогены находятся в природе в восстановленном состоянии — в виде галогенидов щелочных и щелочноземельных металлов.

Фтор и бром используют в основном для получения фторидов и бромидов, фтор- и броморганических продуктов, а иод — в производстве лекарств и химическом анализе.

ХЛОР

В соединениях хлор проявляет степени окисления от (–I) до (+VII) (рис. 12). Рассмотрим важнейшие соединения хлора.

Простое вещество *хлор* Cl_2 — желто-зеленый газ, негорючий, с удушающим запахом, в 2,5 раза тяжелее воздуха. Умеренно растворяется в воде, наполовину диспропорционируя в ней:

$$Cl_2^0 + H_2O \rightleftarrows HCl^{+I}O + HCl^{-I}$$

Этот раствор в лаборатории называют *«хлорной водой»* (аналогичный раствор брома в воде, содержащий некоторое количество HBrO и HBr, — *«бромной водой»*; бром реагирует с водой хуже, чем хлор, а иод совсем не реагирует). На свету хлорноватистая кислота разлагается ($HClO = HCl + O^0$), поэтому хлорную воду надо хранить в темной склянке. Наличием в хлорной воде кислоты HClO и образованием атомарного кислорода объясняются ее сильные окислительные свойства; например, во влажном хлоре обесцвечиваются многие красители, хлорная вода окисляет иодид-ион I^- до I_2 при недостатке Cl_2, а I^- и I_2 — до иодат-иона IO_3^- при избытке Cl_2:

$$I^- \xrightarrow{Cl_2\text{ (недост.)}} I_2\downarrow \xrightarrow{Cl_2\text{ (изб.)}} IO_3^-$$

+VII	Cl_2O_7, $NaClO_4$, ClO_4^-, $KClO_4$, $Mg(ClO_4)_2$
+VI	ClO_3
+V	$HClO_3$, ClO_3^-, $KClO_3$, $Ca(ClO_3)_2$
+IV	ClO_2
+III	$HClO_2$, ClO_2^-, $NaClO_2$, $Ca(ClO_2)_2$
+I	Cl_2O, $HClO$, ClO^-, $NaClO$, $Ca(ClO)_2$
0	Cl_2, Cl^0
–I	HCl, Cl^-, $NaCl$, $CaCl_2$, $FeCl_3$, $AgCl$, PCl_5, $Pb(Cl)F$, $MgCl(OH)$

Рис. 12

Хлор Cl_2 активный окислитель ($E_{св}$ = 243 кДж/моль, $l_{св}$ = 199 пм), при нагревании он реагирует с водородом, металлами и неметаллами:

$$Cl_2 + H_2 \rightleftarrows 2HCl \qquad Cl_2 + Mg = MgCl_2$$
$$2Cl_2 + Si = SiCl_4 \qquad 3Cl_2 + 2Fe = 2FeCl_3$$

При насыщении хлором холодного раствора щелочи получаются хлориды и гипохлориты:

$$Cl_2 + 2NaOH(\text{хол.}) = NaCl + NaClO + H_2O$$

при насыщении горячего раствора щелочи — хлориды и хлораты:

$$3Cl_2 + 6NaOH(\text{гор.}) = 5NaCl + NaClO_3 + 3H_2O$$

поскольку гипохлориты диспропорционируют при нагревании:

$$3NaClO(\text{гор.}) = 2NaCl + NaClO_3$$

В промышленности хлор получают электролизом расплава или раствора хлоридов щелочных металлов:

$$2KCl(\text{расплав}) \xrightarrow{\text{электролиз}} 2K(\text{катод}) + Cl_2\uparrow(\text{анод})$$

$$2NaCl + 2H_2O \xrightarrow{\text{электролиз}} H_2\uparrow(\text{катод}) + Cl_2\uparrow(\text{анод}) + 2NaOH$$

В лаборатории для получения хлора используют следующие реакции:

$$16HCl(\text{конц.}) + 2KMnO_4 = 5Cl_2\uparrow + 2MnCl_2 + 8H_2O + 2KCl$$
$$4HCl(\text{конц.}) + Ca(ClO)_2 = 2Cl_2\uparrow + 2H_2O + CaCl_2$$
$$6HCl(\text{конц.}) + KClO_3 = 3Cl_2\uparrow + 3H_2O + KCl$$

В двух последних реакциях источником хлора являются и окислитель и восстановитель вследствие конмутации; например, для реакции с участием хлората $KClO_3$: $5Cl^{-I} + Cl^{+V} = 3Cl_2^0$.

Хлор — двенадцатый по химической распространенности элемент на Земле, встречается только в связанном виде, входит в состав многих хлоридных минералов, содержится в морской воде (ионы Cl^-). Хлор относится к продуктам основного химического производства; используется для получения бро-

ма и иода, хлоридов и кислородсодержащих производных, для отбеливания бумаги, как дезинфицирующее средство для питьевой воды.

Хлороводород HCl — бесцветный газ с сильным запахом. Хорошо растворяется в воде, водные растворы называются *хлороводородной кислотой*, а дымящий концентрированный раствор (35—38% HCl) — *соляной кислотой* (название дано еще алхимиками). В разбавленном растворе хлороводород является окислителем за счет катиона водорода:

$$6HCl(\text{разб.}) + 2Al = 2AlCl_3 + 3H_2\uparrow$$

$$6H^+_{(p)} + 2Al = 2Al^{3+} + 3H_2\uparrow$$

а в концентрированном растворе — восстановителем за счет Cl^{-I} (см. приведенные выше реакции получения Cl_2 в лаборатории).

При контакте хлороводорода с аммиаком образуется белый дым — твердые частицы хлорида аммония ($NH_3 + HCl = NH_4Cl$). В водном растворе хлорид-ион определяют осаждением белого хлорида серебра(I): $Cl^- + Ag^+ = AgCl\downarrow$.

В промышленности HCl получают сжиганием водорода в хлоре. В лаборатории используют взаимодействие твердых хлоридов металлов с концентрированной серной кислотой при нагревании:

$$NaCl_{(т)} + H_2SO_4(\text{конц.}) \xrightarrow{40—50\ °C} NaHSO_4 + HCl\uparrow$$

$$2NaCl_{(т)} + H_2SO_4(\text{конц.}) \xrightarrow{100—120\ °C} Na_2SO_4 + 2HCl\uparrow$$

Хлороводород служит сырьем в производстве хлоридов, хлорорганических продуктов, используется (в виде раствора) при травлении металлов, разложении минералов и руд.

Кислородные соединения хлора разнообразны: оксиды Cl_2O, ClO_2, ClO_3, Cl_2O_7, кислоты $HClO$, $HClO_2$, $HClO_3$ и $HClO_4$ и их соли.

Наибольшее практическое значение имеет *хлорат калия* (*бертоллетова соль*) $KClO_3$. Эта соль, как и другие хлораты, является сильным окислителем при высокой температуре:

$$4KClO_3 + 3K_2S = 4KCl + 3K_2SO_4$$

$$KClO_3 + 6KOH + 3MnO_2 = KCl + 3K_2MnO_4 + 3H_2O$$

Во второй реакции оксид марганца(IV) катализирует распад хлората калия по схеме $KClO_3 \longrightarrow KCl + 3O^0$, а затем окисляется атомарным кислородом до манганата калия K_2MnO_4.

В отсутствие катализатора хлорат калия разлагается иначе:

$$4KClO_3 = 3KClO_4 + KCl$$

В результате дисмутации $4Cl^{+V} = 3Cl^{+VII} + Cl^{-I}$ образуются перхлорат и хлорид калия.

Хлорат калия используют в производстве спичек, взрывчатых веществ и пиротехнических средств.

Гипохлорит кальция $Ca(ClO)_2$ является активной (окисляющей) составной частью так называемой *хлорной* (*белильной*) *извести* — смеси $Ca(ClO)_2$, $CaCl_2$ и $Ca(OH)_2$ неопределенного состава. Получают хлорную известь насыщением хлором суспензии гашеной извести $Ca(OH)_2$ в воде:

$$Ca(OH)_{2(т)} + H_2O + Cl_2 \longrightarrow$$

$$\longrightarrow xCa(ClO)_2 \cdot yCaCl_2 \cdot zCa(OH)_2 \cdot nH_2O$$

Сильные окислительные свойства $Ca(ClO)_2$ обусловливают использование хлорной извести как отбеливающего и дезинфицирующего средства.

Вопросы и упражнения

1. Укажите, будут ли различаться для агрегатных состояний хлора (твердого, жидкого и газообразного):

а) физические свойства;
б) химические свойства;
в) реакционная способность.

Ответ аргументируйте.

2. Определите, каковы для фтора в его соединениях:

а) валентность; б) степень окисления.

Постройте шкалу степеней окисления фтора по образцу шкалы для хлора (см. рис. 13).

3. Соединение HOF по составу подобно хлорноватистой кислоте HClO. Постройте их электронные формулы, укажите степени окисления всех элементов. Составьте уравнение реакции HOF с водой (продукты — HF и H_2O_2), укажите тип реакции.

4. Почему не получены ионы F^{2+}, F^{3-} и FO_3^-? Дайте мотивированный ответ.

5. Взаимодействие H_2 с Cl_2 протекает только при поджигании. Почему? Какой газ сгорает и какой газ поддерживает горение в этой реакции?

6. Определите (устно) значение pH в 0,1М растворе иодоводорода.

7. Дополните уравнения обменных реакций и подберите коэффициенты (в ответе — сумма коэффициентов):

а) $NaCl + H_2SO_4 + K_2Cr_2O_7 = CrCl_2O_2 + \ldots$

б) $NaClO + H_2O + CO_2 = Cl_2O\uparrow + \ldots$

в) $HClO_4 + P_2O_5 = Cl_2O_7 + \ldots$

г) $HF + SiO_2 = SiF_4 + \ldots$

8. Составьте уравнения реакций с участием воды (в ответе — сумма коэффициентов):

а) $IF_5 + H_2O =$ в) $Cl_2O_7 + H_2O =$

б) $SF_4 + H_2O$(влага) $=$ г) $Cl_2O + H_2O =$

9. Один из старых методов получения хлора описывается уравнением

$$4HCl + O_2 \rightleftarrows 2H_2O + 2Cl_2$$

Необходимо ли наличие катализатора в этой реакции? Дайте мотивированное объяснение.

10. Закончите уравнения реакций и подберите коэффициенты методом электронного баланса (в ответе — сумма коэффициентов):

а) HI(конц.) $+ KMnO_4 =$ в) $KBr + H_2SO_4 + MnO_2 =$

б) $KI + H_2SO_4$(конц.) $=$ г) $KCl + HNO_3 + PbO_2 =$

Какие свойства проявляют галогениды в этих реакциях?

11. Хлороводород, полученный из 58,5 г хлорида натрия, растворили в 63,5 г воды. Найдите (устно) массовую долю растворенного вещества.

12. Составьте ионные уравнения реакций и подберите коэффициенты методом электронно-ионного баланса (в ответе — сумма коэффициентов):

а) $BrO_3^- + H^+ + Zn =$ в) $I^- + H^+ + NO_2^- =$

б) $I^- + H^+ + Cr_2O_7^{2-} =$ г) $Br_2 + H_2O + SO_3^{2-} =$

13. Хлорная вода имеет запах хлора. При подщелачивании запах исчезает, а при последующем подкислении появляется вновь. Объясните результаты опыта.

14. Составьте уравнения реакций и укажите функции хлорсодержащих реагентов (в ответе — сумма коэффициентов):

а) HCl(конц.) $+ K_2Cr_2O_7 = CrCl_3 + \ldots$

б) $Cl_2 + KOH + K_3[Cr(OH)_6] = K_2CrO_4 + \ldots$

в) $KClO_3 + H_2SO_4$(конц.) $= HClO_4 + ClO_2\uparrow + H_2O + KHSO_4$

15. В лаборатории имеются четыре банки без этикеток, содержащие соли натрия — фторид, хлорид, бромид, иодид. Предложите способы определения каждого реактива (остальные необходимые вещества подберите сами).

16. Составьте уравнения реакций с участием солей кислородсодержащих кислот хлора (в ответе — сумма коэффициентов):

а) $Ca(ClO)_2 = Ca(ClO_3)_2 + \ldots$ в) $KClO_3 + P = P_2O_5 + \ldots$

б) $NaClO_4 = NaCl + \ldots$ г) $KClO_3 + S = SO_2 + \ldots$

17. В цепочках превращений:

а) $HCl \longrightarrow Cl_2 \longrightarrow KClO_3 \longrightarrow Cl_2 \longrightarrow HCl \longrightarrow$ $\longrightarrow AgCl$

б) $Cl_2 \longrightarrow NaCl \longrightarrow HCl \longrightarrow AlCl_3 \longrightarrow Cl_2$

в) $KCl \longrightarrow Cl_2 \longrightarrow NaClO \longrightarrow NaClO_3 \longrightarrow$ $\longrightarrow NaClO_4 \longrightarrow CsClO_4\downarrow$

укажите над стрелками возможные вторые реагенты и/или условия протекания реакций, под стрелками — вторые обра-

зующиеся продукты; старайтесь предложить более одного способа (где это возможно) перевода реагента в продукт.

18. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций (в ответе — сумма коэффициентов):

а) $Cl_2 + Ba(OH)_2$(хол.) =	д) $Cl_2 + H_2O + I_2 = HIO_3 + \ldots$
б) $I_2 + ClO_3^- =$	е) $HI + FeCl_3 = FeCl_2 + \ldots$
в) $Br_2 + H_2S = S\downarrow + \ldots$	ж) $KClO_3 + H_2SO_4 + KI =$
г) HI(разб.) + Zn =	з) $ICl + H_2O = HIO_3 + I_2 + \ldots$

Назовите все образующиеся продукты.

19. Постарайтесь разгадать, о какой реакции идет речь в старой (алхимической) прописи: «Действием купоросного масла на морскую соль приготавливают соляной спирт».

Ответы

6. 1. **7.** а) 16; б) 8 (образуется $NaHCO_3$); в) 6 (образуется HPO_3); г) 8. **8.** а) 10; б) 8 (образуется SO_2); в—г) 4. **10.** а) 35 (продукты MnI_2, I_2, KI, H_2O); б) 34 (продукты I_2, H_2S, $KHSO_4$, H_2O); в) 10 (продукты Br_2, $MnSO_4$, K_2SO_4, H_2O); г) 13 (продукты $Pb(NO_3)_2$, Cl_2, KNO_3, H_2O). **11.** 36,5%. **12.** а) 17 (продукты Br^-, Zn^{2+}, H_2O); б) 33 (продукты I_2, Cr^{3+}, H_2O); в) 13 (продукты I_2, NO, H_2O); г) 8 (продукты SO_4^{2-}, Br^-, H^+). **14.** а) 29 (образуются Cl_2, KCl, H_2O); б) 25 (образуются KCl, H_2O); в) 13. **16.** а) 6; б) 4; в) 19; г) 10. **18.** а) 8 (продукты $Ba(ClO)_2$, $BaCl_2$, H_2O); б) 6 (продукты IO_3^-, Cl_2); в—г) 5; д) 24 (образуется HCl); е) 9 (образуются I_2, HCl); ж) 36 (продукты Cl_2, I_2, K_2SO_4, H_2O); з) 16 (образуется HCl). **19.** Речь идет соответственно о H_2SO_4, NaCl и HCl.

13. ХАЛЬКОГЕНЫ. КИСЛОРОД. СЕРА

Халькогены — элементы VIA-группы Периодической системы. Общая электронная формула. Степени окисления и электроотрицательность элементов. Простые вещества, их окислительная способность.

Водородные соединения халькогенов. Строение молекул, устойчивость. Восстановительные и кислотные свойства халькогеноводородов.

Кислородные соединения серы, селена и теллура. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства.

Кислород. Нахождение и роль кислорода в природе. Аллотропия кислорода, атомарный кислород, озон. Получение кислорода и озона. Кислород как окислитель.

Пероксид водорода. Строение молекулы. Пероксиды металлов. Окислительно-восстановительные свойства. Применение пероксидов.

Сера. Простое вещество. Твердая, жидкая и газообразная сера. Химические свойства. Взаимодействие с металлами, неметаллами, кислотами и щелочами. Применение и распространение в природе.

Сероводород. Растворение в воде. Сероводородная вода. Сульфиды, их окраска, растворимость и гидролиз. Качественная реакция на сероводород и растворимые сульфиды. Восстановительные свойства сероводорода и сульфидов металлов. Получение и применение сероводорода и сульфидов.

Кислородные соединения серы. Диоксид серы. Растворение в воде. Сульфиты, гидросульфиты. Окислительно-восстановительные свойства диоксида серы и сульфитов. Получение диоксида серы в промышленности и в лаборатории.

Триоксид серы и его свойства. Серная кислота. Растворение в воде. Окислительное действие разбавленной и концентрированной серной кислоты. Сульфаты и гидросульфаты. Качественная реакция на сульфат-ион. Олеум, дисерная кислота. Получение в промышленности и применение серной кислоты.

ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ХАЛЬКОГЕНОВ

Элементы *кислород* O, *сера* S, *селен* Se, *теллур* Te и *полоний* Po составляют VIA-группу Периодической системы. Групповое название этих элементов — *халькогены*, хотя кислород часто рассматривают отдельно.

Электронная конфигурация валентного уровня атомов этих элементов ns^2np^4. Кислород — второй по электроотрицательности элемент (после фтора), $\chi = 3{,}50$. Он проявляет в соединениях отрицательные степени окисления — чаще (−II), реже (−I); лишь в соединении с фтором — дифториде кислорода OF_2 — его степень окисления равна (+II).

Для остальных халькогенов в соединениях характерны степени окисления (+IV) и (+VI), а также (−II). По электроотрицательности O и S — неметаллы, а Se, Te и Po — амфотерные элементы с преобладанием неметаллических (Se и Te) или металлических свойств (Po).

В свободном состоянии кислород O_2 — газ, а сера и ее аналоги — твердые вещества. Окислительная способность простых веществ от кислорода к полонию уменьшается.

Устойчивость водородных соединений элементов VIA-группы — халькогеноводородов п а д а е т в ряду $H_2O—H_2S—H_2Se—H_2Te—H_2Po$. Восстановительные свойства сероводорода и его аналогов в о з р а с т а ю т от H_2S к H_2Po (H_2Te считается очень сильным восстановителем).

Водородные соединения серы и ее аналогов при комнатной температуре — газы (в отличие от воды); растворимость их в воде невелика; например, сероводород в воде образует насыщенный 0,1М раствор. В водном растворе H_2S, H_2Se и H_2Te — слабые кислоты, кислотность этих соединений возрастает от серы к теллуру.

Кислородные соединения серы, селена и теллура в степени окисления (+IV) проявляют в основном восстановительные свойства; они понижаются с ростом порядкового номера. Так, из двух оксидов — SO_2 и SeO_2 — первый более сильный восстановитель, чем второй:

$$2SO_2 + SeO_2 = Se + 2SO_3$$

Диоксиды серы, селена и теллура — кислотные оксиды, в качестве гидроксидов им отвечают $SO_2 \cdot nH_2O$, H_2SeO_3 и H_2TeO_3; в целом это слабые кислоты в водном растворе.

Кислородные соединения серы, селена и теллура в степени окисления (+VI) — оксиды SO_3, SeO_3, TeO_2 и отвечающие им сильные кислоты H_2SO_4, H_2SeO_4 и слабая кислота H_6TeO_6. Они проявляют окислительные свойства, причем самые сильные окислители — соединения селена. Так, концентрированная селеновая кислота (в отличие от серной кислоты) окисляет хлорид-ион и золото:

$$H_2SeO_4(\text{конц.}) + 2HCl = H_2SeO_3 + Cl_2\uparrow + H_2O$$

$$6H_2SeO_4(\text{конц.}) + 2Au = Au_2(SeO_4)_3\downarrow + 3SeO_2\downarrow + 6H_2O$$

Сера, селен и теллур не реагируют с водой и кислотами-неокислителями при обычных условиях (о взаимодействии со щелочами в водном растворе см. ниже, в химии серы).

Селен и теллур — редкие элементы, собственных минералов не образуют и содержатся в самородной сере и сульфидных рудах. Полоний — радиоактивный элемент, наиболее долгоживущий изотоп — ^{209}Po (период полураспада 102 года).

КИСЛОРОД

Элемент кислород O — самый распространенный на Земле. Содержание его атомов в земной коре составляет 55%. Свободный кислород O_2 находится в воздухе (общая масса $\approx 1 \cdot 10^{15}$ т) и в природных водах (растворимость при 20 °C равна 31 мл/1 л H_2O). Вследствие этого, а также способности соединяться с большинством химических элементов кислород определяет формы существования элементов в земной коре (минералы) и гидросфере (вода), в организмах растений и животных. Содержание кислорода в воздухе: 20,94% (по объему) или 23,13% (по массе).

Кислород проявляет степени окисления от (−II) до (+II) (рис. 13). Рассмотрим важнейшие соединения кислорода.

В свободном виде кислород известен в трех аллотропных формах — *атомарный кислород* O^0, *молекулярный* (обычный) *кислород* O_2 и *озон* O_3. Атомарный кислород образуется в момент выделения кислорода при термическом разложении хлората и нитрата калия по схемам $KClO_3 \longrightarrow KCl + 3O^0$ и $KNO_3 \longrightarrow KNO_2 + O^0$. В отсутствие восстановителя атомарный кислород тут же переходит в молекулярный: $2O^0 = O_2$. Озон — светло-синий газ, его получают под действием электрического разряда: $3O_2 \rightleftarrows 2O_3$. Атомарный кислород и озон чрезвы-

+II — OF_2

0 — O_2, O_3, O^0

−I — H_2O_2, Na_2O_2, BaO_2

−II — H_2O, OH^-, Na_2O, SO_3, Al_2O_3, NO, $(Fe^{II}Fe^{III}_2)O_4$, NaOH, H_2SO_4, $Al(OH)_3$, Na_3PO_4, $NaHCO_3$, $AlSO_4(OH)$, $KAl(SO_4)_2$, $MgCl(OH)$

Рис. 13

чайно сильные окислители; например, озон окисляет иодид-ион:

$$O_3 + H_2O + 2KI = O_2\uparrow + I_2\downarrow + 2KOH$$

(O_2 в реакцию не вступает). Озон используют для обеззараживания питьевой воды.

Кислород при комнатной температуре малореакционноспособный газ из-за прочной связи в молекуле O_2 ($E_{св}$ = 498 кДж/моль, $l_{св}$ = 121 пм). При высоких температурах вследствие ослабления (разрыхления) связи активность кислорода возрастает; при сгорании простых веществ в кислороде образуются оксиды.

В промышленности кислород получают с помощью фракционной дистилляции жидкого воздуха, при этом жидкий азот, имеющий более низкую температуру кипения, испаряется, жидкий кислород остается. Кроме того, кислород образуется на аноде при электролизе воды.

В лаборатории кислород получают нагреванием некоторых веществ, разлагающихся при умеренных температурах, например:

$$2KClO_3 \xrightarrow{MnO_2} 2KCl + 3O_2$$

$$2KNO_3 = 2KNO_2 + O_2$$

$$2KMnO_4 = K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2$$

Помимо воды, кислород с водородом образует еще одно соединение — *пероксид водорода* H_2O_2. Молекула этого вещества содержит пероксогруппу —O—O—, степени окисления элементов: $H_2^{+I}O_2^{-I}$, валентность кислорода равна 2.

При комнатной температуре H_2O_2 — бесцветная жидкость, легко смешивается с водой. На свету и под действием катализаторов H_2O_2 легко разлагается: $2H_2O_2 = 2H_2O + O_2$. Эта реакция еще один способ получения кислорода; в качестве катализатора используют природный оксид марганца(IV) — минерал *пиролюзит* MnO_2.

Пероксид водорода в водном растворе очень слабая кислота, от молекулы H_2O_2 отщепляется только один атом водорода с образованием гидропероксид-иона HO_2^-:

$$H_2O_2 \rightleftarrows H^+ + HO_2^-$$

Известны металлические производные пероксида водорода, например Na_2O_2 — пероксид натрия, BaO_2 — пероксид бария. Пероксиды при комнатной температуре реагируют с углекислым газом:

$$2Na_2O_2 + 2CO_2 = 2Na_2CO_3 + O_2$$

(эта реакция используется для регенерации воздуха в кислородных изолирующих приборах).

Пероксид водорода в кислотной среде и пероксиды металлов в щелочной среде проявляют сильные окислительные свойства:

$$H_2O_2 + 2H^+ + 2e^- = 2H_2O$$

$$Na_2O_2 + 2H_2O + 2e^- = 4OH^- + 2Na^+$$

и умеренные восстановительные свойства:

$$H_2O_2 - 2e^- = O_2\uparrow + 2H^+$$

$$Na_2O_2 - 2e^- = O_2\uparrow + 2Na^+$$

Получают H_2O_2 обработкой пероксида бария BaO_2 холодной разбавленной серной кислотой:

$$BaO_2 + H_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + H_2O_2$$

Пероксид водорода применяют как эффективное отбеливающее (волосы, хлопок, бумагу) и дезинфицирующее средство, окислитель в ракетных топливах.

СЕРА

В соединениях сера проявляет степени окисления от (−II) до (+VI) (рис. 14). Рассмотрим важнейшие соединения серы.

В обычных условиях сера S — желтые хрупкие кристаллы без вкуса и запаха, легко растворимые в сероуглероде CS_2. Кристаллическая решетка серы — молекулярная, в узлах решетки находятся циклические молекулы S_8. При 119 °C сера плавится, жидкая сера состоит из молекул S_8 и цепей разной

+VI	SO_3, H_2SO_4, SO_4^{2-}, HSO_4^-, $H_2S_2O_7$, Na_2SO_4, $NaHSO_4$, $AlSO_4(OH)$, $KAl(SO_4)_2$, SF_6, SCl_2O_2
+IV	SO_2, $SO_2 \cdot nH_2O$, SO_3^{2-}, HSO_3^-, Na_2SO_3, $BaSO_3$, $NaHSO_3$, SF_4, SCl_4, SCl_2O
+II	SCl_2
+I	S_2Cl_2, S_2O
0	$S(S_8, S_6, S_4, S_2, S^0)$
–I	$Fe(S_2)$
–II	H_2S, S^{2-}, HS^-, Na_2S, NaHS, PbS, FeS, CS_2

Рис. 14

длины. Температура кипения серы 445 °C, в паре содержатся молекулы S_8, S_6, S_4 и S_2, при 1500 °C появляется одноатомная сера (в химических уравнениях для простоты любая сера изображается как S).

Сера, особенно порошкообразная, обладает высокой активностью при повышенной температуре. Реагирует она как окислитель, например с углеродом (продукт — CS_2) и цинком (ZnS), или как восстановитель — с фтором (SF_6) и кислородом (SO_2).

Сера не реагирует с водой, но при нагревании подвергается дисмутации в атмосфере водяного пара:

$$3S^0 + 2H_2O \rightleftarrows 2H_2S^{-II} + S^{+IV}O_2$$

Концентрированная азотная кислота окисляет серу до серной кислоты:

$$S + 6HNO_3(\text{конц.}) = H_2SO_4 + 6NO_2\uparrow + 2H_2O$$

В растворах щелочей дисмутация серы приводит к сульфиду и сульфиту:

$$3S + 6KOH(\text{конц.}) = 2K_2S^{-II} + K_2S^{+IV}O_3 + 3H_2O$$

но при избытке серы сульфит переходит в тиосульфат:

$$S + K_2SO_3 = K_2SO_3S$$

В природе сера — 15-й по химической распространенности элемент, встречается в самородном виде, входит в состав сульфидных и сульфатных минералов [*пирит* $Fe(S_2)$, *халькопирит* $(FeCu)S_2$, *арсенопирит* Fe(As)S, *гипс* $CaSO_4 \cdot 2H_2O$, *мирабилит* $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ и многие другие], природного угля и нефти, содержится во всех высших организмах (в белках).

В промышленности серу либо выплавляют из самородных залежей, либо получают попутно (в виде SO_2) при переработке сульфидов металлов.

Используется сера для получения сероуглерода, серной кислоты, тиосульфата натрия, сернистых красителей, при вулканизации каучука, как средство для лечения кожных заболеваний и как удобрение (в виде сульфата аммония и простого суперфосфата).

Сероводород H_2S — бесцветный газ с неприятным запахом, тяжелее воздуха (ρ = 1,54 г/л при н. у.), очень ядовит. Сероводород мало растворяется в воде (2,6 л/1 л H_2O при 20 °C), насыщенный (0,1M), водный раствор его в лаборатории называют *сероводородной водой*. Очень мало диссоциирует в растворе (слабая кислота), со щелочами образует средние и кислые соли (Na_2S, NaHS), но с гидратом аммиака — только кислую соль:

$$H_2S + NH_3 \cdot H_2O = NH_4HS + H_2O$$

Соли сероводорода называют *сульфидами*. Сульфиды большинства металлов малорастворимы в воде, кроме щелочных и щелочноземельных (последние сильно гидролизуются). Сульфиды металлов и неметаллов обладают характерной окраской:

черные	HgS, Ag_2S, PbS, CuS, FeS, NiS, CoS, Au_2S, Cr_2S_3
коричневые	SnS, Bi_2S_3, Au_2S_3, PtS_2
оранжевые	Sb_2S_3, Sb_2S_5
желтые	As_2S_3, As_2S_5, SnS_2, CdS, P_2S_3, P_2S_5, TiS_2
розовый (телесный)	MnS
белые	ZnS, Al_2S_3, BaS, CaS, GeS_2, K_2S, Na_2S, SiS_2

Для качественного обнаружения сероводорода обычно используется «свинцовая бумага» — пропитанная раствором нитрата свинца(II) и высушенная фильтровальная бумага; в присутствии сероводорода или сульфидов в растворе бумага чернеет из-за образования PbS:

$$Pb^{2+} + H_2S = PbS\downarrow + 2H^+, \quad Pb^{2+} + S^{2-} = PbS\downarrow$$

Сероводород горит на воздухе голубым пламенем и при полном сгорании образует диоксид серы:

$$2H_2S + 3O_2 = 2H_2O + 2SO_2$$

Холодные предметы (фарфоровый шпатель и др.), внесенные в это пламя, покрываются желтым налетом серы из-за неполного сгорания сероводорода:

$$2H_2S + O_2 = 2H_2O + 2S$$

(еще один способ получения серы из продуктов газификации угля при недостатке воздуха).

Сероводород и сульфиды — типичные восстановители за счет S^{-II}; сероводород и растворимые сульфиды окисляются обычно до серы:

$$3H_2S + 2KMnO_4 = 3S\downarrow + 2MnO_2\downarrow + 2KOH + 2H_2O$$

$$H_2S + 2HNO_3(\text{конц.}) = S\downarrow + 2NO_2\uparrow + 2H_2O$$

$$H_2S + I_2 = S\downarrow + 2HI$$

$$3H_2S + 2FeCl_3 = S\downarrow + 2FeS\downarrow + 6HCl$$

или, при действии самых сильных окислителей, — до сульфат-иона, как и нерастворимые сульфиды:

$$H_2S + 4H_2O + 4Cl_2 = H_2SO_4 + 8HCl$$

$$MnS + 3HNO_3(\text{конц.}) \xrightarrow{\text{кипячение}} MnSO_4 + 8NO_2\uparrow + 4H_2O$$

$$PbS + 4H_2O_2 = PbSO_4\downarrow + 4H_2O$$

В промышленности сероводород получают прямым синтезом ($H_2 + S \rightleftarrows H_2S$), а в лаборатории — по реакциям:

$$FeS + 2HCl(\text{конц.}) = FeCl_2 + H_2S\uparrow$$

$$Al_2S_3 + 6H_2O = 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2S\uparrow$$

Сероводород используют для получения серы и как реактив — осадитель тяжелых металлов в химическом анализе.

Диоксид серы SO_2 — бесцветный газ с резким запахом, тяжелее воздуха (ρ = 2,93 г/л при н. у.), негорючий. Хорошо растворяется в воде (≈ 40 л/1 л H_2O), водный раствор — кислый:

$$SO_{2(г)} + nH_2O = SO_2 \cdot nH_2O$$

$$SO_2 \cdot nH_2O = HSO_3^- + H^+ + (n-1)H_2O, \ pH < 7$$

(моногидрат $SO_2 \cdot H_2O$, или сернистая кислота H_2SO_3, не существует).

Диоксид серы — кислотный оксид, при взаимодействии его со щелочами образуются *сульфиты* (Na_2SO_3) и *гидросульфиты* ($NaHSO_3$). Растворы средних сульфитов — щелочные вследствие гидролиза по аниону:

$$SO_3^{2-} + H_2O \rightleftarrows HSO_3^- + OH^-, \ pH > 7$$

а растворы кислых сульфитов — кислые в результате диссоциации гидросульфит-иона:

$$HSO_3^- \rightleftarrows H^+ + SO_3^{2-}, \ pH < 7$$

Сульфиты металлов (кроме щелочных) малорастворимы в воде.

Диоксид серы и сульфит-ион обладают ярко выраженными восстановительными свойствами:

$$2SO_2 + 2H_2O + O_2 \xrightarrow{\text{медленно}} 2H_2SO_4$$

$$2Na_2SO_3 + O_2 \xrightarrow{\text{медленно}} 2Na_2SO_4$$

$$3SO_2 + 2H_2O + 2KMnO_4 = 2H_2SO_4 + K_2SO_4 + 2MnO_2\downarrow$$

$$Na_2SO_3 + 2KOH(\text{конц.}) + 2KMnO_4 = Na_2SO_4 + 2K_2MnO_4 + H_2O$$

Окисление сухого диоксида серы кислородом протекает лишь в присутствии катализатора V_2O_5:

$$2SO_2 + O_2 \rightleftarrows 2SO_3$$

(триоксид серы используют для получения серной кислоты).

Окислительные свойства диоксида серы проявляются в реакции конмутации с сероводородом:

$$S^{+IV}O_2 + 2H_2S^{-II} = 3S^0 + 2H_2O$$

В промышленности для получения диоксида серы используют, помимо сжигания серы или сероводорода в воздухе, обжиг сульфидных руд (перед получением металлов восстановлением из оксидов вначале сульфид превращают в оксид и тем самым отделяют металл от серы), например:

$$4Fe(S_2) + 11O_2 = 2Fe_2O_3 + 8SO_2$$

$$Cu_2S + 2O_2 = 2CuO + SO_2$$

В лаборатории диоксид серы получают разложением сульфитов сильными кислотами:

$$BaSO_3 + H_2SO_4(\text{конц.}) = BaSO_4\downarrow + SO_2\uparrow + H_2O$$

Диоксид серы — промежуточный продукт в производстве серной кислоты, он используется также для отбеливания бумаги и шерсти.

Серная кислота H_2SO_4 — бесцветная маслообразная жидкость ($\rho = 1{,}84$ г/мл при 20 °C), закипает при 338 °C и разлагается, образуя туман SO_3. При разбавлении водой **(вливать надо кислоту в воду, а не наоборот во избежание разбрызгивания)** происходит сильное разогревание. В разбавленном растворе серная кислота диссоциирует нацело.

Разбавленная серная кислота проявляет окислительные свойства за счет катионов H^+:

$$3H_2SO_4(\text{разб.}) + 2Al = Al_2(SO_4)_3 + 3H_2\uparrow$$

С благородными металлами она не реагирует.

Концентрированная серная кислота является сильным окислителем за счет S^{+VI}, при этом в зависимости от силы восстановителя могут образоваться SO_2, S и H_2S (из металлов не реагируют Pt и Au, а Be, Bi, Co, Fe и Mg пассивируются):

а) $2H_2SO_4(\text{конц.}) + 2Ag = SO_2\uparrow + Ag_2SO_4\downarrow + 2H_2O$

$2H_2SO_4(\text{конц.}) + C(\text{графит}) = 2SO_2\uparrow + CO_2\uparrow + 2H_2O$

$3H_2SO_4(\text{конц.}) + 2KBr_{(т)} = SO_2\uparrow + Br_2 + 2H_2O + 2KHSO_4$

б) $H_2SO_4(\text{конц.}) + H_2S \xrightarrow{20\,°C} SO_2\uparrow + S\downarrow + 2H_2O$

$2H_2SO_4(\text{конц.}) + S \xrightarrow{100\,°C} 3SO_2 + 2H_2O$

в) $5H_2SO_4(\text{конц.}) + 4Zn = H_2S\uparrow + 4ZnSO_4 + 4H_2O$

$9H_2SO_4(\text{конц.}) + 8KI_{(т)} = H_2S\uparrow + 4I_2\downarrow + 4H_2O + 8KHSO_4$

Серная кислота образует соли — *сульфаты* ($NaSO_4$) и *гидросульфаты* ($NaHSO_4$). Большинство средних и все кислые соли серной кислоты хорошо растворимы в воде, кроме $PbSO_4$, $CaSO_4$ и $BaSO_4$. Особенно мало растворим в воде $BaSO_4$, поэтому катион Ba^{2+} используется для обнаружения сульфат-ионов; при добавлении раствора $BaCl_2$ к раствору H_2SO_4 или Na_2SO_4 выпадает белый мелкокристаллический осадок:

$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow$$

В промышленности серную кислоту получают в три этапа. Сначала синтезируют SO_2 обжигом сульфидных руд, сжиганием серы и сероводорода (см. выше) или восстановлением природного сульфата кальция (минералы *гипс* $CaSO_4 \cdot 2H_2O$, *бассанит* $CaSO_4 \cdot 0{,}5H_2O$ и *ангидрит* $CaSO_4$):

$$CaSO_4 + C(\text{кокс}) \xrightarrow{1400\,°C} CaO + SO_2 + CO$$

Затем SO_2 переводят в SO_3 (см. выше) и, наконец, осуществляют реакцию $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$. Чтобы уменьшить *экзо*-эффект этой реакции, газообразный SO_3 пропускают через разбавленную серную кислоту, которая становится концентрированной, а в случае пересыщения газом SO_3 — дымящей (так называемый *олеум*). В олеуме, помимо H_2SO_4 и SO_3, содержится продукт их взаимодействия — дисерная кислота $H_2S_2O_7$:

$$SO_3 + H_2SO_4(\text{безводн.}) \rightleftarrows H_2S_2O_7$$

Избыточный SO_3 гарантирует безводность олеума и позволяет перевозить олеум в металлических емкостях, поскольку безводная серная кислота пассивирует железо.

Серная кислота относится к продуктам основного химического производства. Ее используют в производстве удобрений, для предварительной обработки и переведения в раствор («вскрытия») минералов, при электролизе воды, как электролит свинцовых аккумуляторов и для многих других целей.

Вопросы и упражнения

1. Приведите электронную конфигурацию атома селена, укажите число валентных и неспаренных электронов. В чем проявляются сходство и различие электронных конфигураций атомов серы и селена?

2. Установите, возможно ли с точки зрения строения атомов и молекул образование ионов:

а) Se^{2-}, O^{3-}, S^{4+}, Te^{6+}, O_2^+, O_2^-;

б) OS_2^{2-}, FO_3^-, SF_5^-, SF_7^-, SCl_3^+.

Дайте мотивированные ответы.

3. Можно ли (да, нет) получить ионное соединение $(O_2^+)(O_2^-)$ — пероксид диоксигенила? Если ваш ответ «нет», приведите состав возможного соединения.

4. Предскажите и сравните геометрические формы частиц:

а) OF_2, H_2O и H_3O^+ б) SO_2, SO_3, SO_3^{2-} и SO_4^{2-}

Укажите направление полярности связей. Будут ли полярными молекулы в наборах (а) и (б)?

5. Почему взаимодействие H_2 с O_2 не протекает при комнатной температуре, но легко идет при поджигании? Какое вещество сгорает и какое поддерживает горение в реакции между сероводородом и диоксидом серы? Ответ аргументируйте.

6. Составьте уравнения реакций с участием кислорода (в ответе — сумма коэффициентов):

а) $O_2 + Al =$ г) $O_2 + C_2H_6 = CO_2 + \ldots$

б) $O_2 + P =$ д) $O_2 + C_2H_2 = C(\text{сажа}) + \ldots$

в) $O_2 + ZnS =$ е) $O_2 + (FeCu)S_2 = CuO + Fe_2O_3 + \ldots$

7. Озон по строению подобен диоксиду серы. Изобразите геометрическую форму молекулы озона и укажите, будет ли молекула полярной.

8. Получение озона из молекулярного кислорода — эндотермическая реакция. Какими способами в соответствии с принципом Ле-Шателье можно повысить выход озона?

9. Составьте уравнения реакций, протекающих при нагревании (в ответе — сумма коэффициентов):

а) $BaO_2 =$ г) $NaHSO_4 = Na_2S_2O_7 + \ldots$

б) $Na_2S_2O_7 = Na_2SO_4 + \ldots$ д) $K_2S + KClO_3 =$

в) $K_2S_2O_7 + KOH =$ е) $Na_2SO_3 = Na_2SO_4 + Na_2S$

10. В лаборатории получают кислород прокаливанием: а) HgO, б) $KClO_3$. Составьте уравнения реакций. Определите (устно) количество и объем (при н. у.) кислорода, полученные из 2 моль реагентов.

11—12. Составьте уравнения реакций с участием пероксида водорода (в ответе — сумма коэффициентов) и определите, какую функцию выполняет этот реагент:

11. а) $H_2O_2 + KI =$ в) $H_2O_2 + H_2SO_4 + K_2S =$

б) $H_2O_2 + H^+ + I^- =$ г) $H_2O_2 + [Cr(OH)_6]^{3-} = CrO_4^{2-} + \ldots$

12. а) $H_2O_2 + H^+ + MnO_4^- =$ в) $H_2O_2 + HNO_3 + PbO_2 = Pb(NO_3)_2 + \ldots$

б) $H_2O_2 + H_2SO_4 + MnO_2 =$ г) $H_2O_2 + H^+ + NiO(OH) = Ni^{2+} + \ldots$

13. Через водный раствор пероксида водорода пропускают хлор. Составьте уравнение реакции и укажите, какая среда будет в растворе после окончания реакции.

14. Эффектный заряд (δ^-) на атоме кислорода в оксидах равен:

Оксид	...	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7
δ^-	...	0,81	0,42	0,31	0,23	0,13	0,06	0,01

Сделайте вывод о кислотно-осно́вных свойствах оксидов и приведите уравнения характерных реакций.

15. Молекула S_2 — электронный аналог O_2. Выведите электронные формулы O_2 и S_2. Какая из молекул устойчивее к нагреванию и почему?

16. При длительном хранении сероводородная вода мутнеет. Объясните этот факт.

17. Для получения сероводорода обычно берут сульфид железа(II) FeS и HCl(конц.). Можно ли заменить HCl на H_2SO_4(конц.), HNO_3(конц.) и HNO_3(разб.)? Ответ поясните.

18. Имеются Fe, S и H_2SO_4(разб.). Приведите два способа получения сероводорода, используя только данные вещества.

19. Составьте уравнения реакций (в ответе — сумма коэффициентов):

а) $Na_2S + H_2SO_4 + K_2Cr_2O_7 =$

б) $Na_2S + H_2O + KMnO_4 =$

в) $Na_2S + H_2O_2$(конц.) =

г) $H_2S + H_2SO_4$(конц.) = $S\downarrow + \ldots$

д) $H_2S + Br_2 =$

Какие свойства проявляют соединения серы(−II)?

20. В раствор сульфита натрия, долго хранившийся в лаборатории (несвежий), вносят хлорид бария. Выпадает осадок, через суспензию которого пропускают диоксид серы. Осадок переходит в раствор, но не весь. В таком же опыте со свежеприготовленным раствором сульфита натрия осадок переходит в раствор полностью. Объясните результаты опытов и составьте уравнения реакций.

21. Постройте электронные формулы молекул H_2S, SO_2 и SO_3. Возможно ли образование иона H_3S^+ из H_2S? Как присоединяет кислород SO_2 (при переходе в SO_3) и SO_3 (при переходе в SO_4^{2-})?

22. Составьте уравнения реакций с участием диоксида серы (в ответе — сумма коэффициентов):

а) $SO_2 + H_2S =$

б) $SO_2 + H_2O + I_2 = HI + \ldots$

в) $SO_2 + H_2O + NO_2 = NO + \ldots$

г) $SO_2 + H_2SO_4 + K_2Cr_2O_7 =$

д) $SO_2 + H_2SO_4 + Al =$

е) $SO_2 + OH^- + SeO_3 =$
$= Se\downarrow + \ldots$

23. Укажите, какие функции выполняет сульфит натрия в реакциях, и составьте их уравнения (в ответе — сумма коэффициентов):

а) $Na_2SO_3 + H_2O + Br_2 =$

б) $Na_2SO_3 + H_2SO_4 + Zn = S\downarrow + \ldots$

24. Составьте уравнения гидролиза: а) солей BaS, Na_2SO_3, б) бинарных соединений Al_2S_3, SF_4, SCl_2O_2. Укажите тип среды в конечных растворах.

25. Приведите уравнение лабораторного способа получения SO_2 из сульфитов. Почему используют концентрированную (а не разбавленную) серную кислоту? Относится ли реакция к окислительно-восстановительным? Можно ли H_2SO_4 заменить на HNO_3(конц.)? Дайте мотивированные ответы.

26. Составьте уравнения обменных реакций:

$Cd(NO_3)_2 + H_2S =$	$SCl_2O + H_2O =$
$CuSO_4 + Na_2S =$	$H_2S + LiOH =$ (2 реакции)
$Hg(NO_3)_2 + K_2S =$	$SO_2 + KOH =$ (2 реакции)
$BiCl_3 + H_2S =$	H_2SO_4(конц.) + $NaF_{(т)}$ = (2 реакции)
$Ba(NO_3)_2 + MgSO_4 =$	$Ca(HSO_3)_{2(р)}$ = (кипячение)
$CaSO_3 + H_2SO_4 =$	$NaHSO_4 + Na_2CO_3 =$

27. При взаимодействии безводной серной кислоты с оксидом фосфора(V) образуются дисерная и метафосфорная кислоты. Составьте уравнение реакции. Могли бы те же продукты получиться, если взять разбавленную серную кислоту?

28. Установите, в какой из реакций:

а) $Cu + H_2SO_4$(конц.) = …   б) $S + H_2SO_4$(конц.) = …

образуется только один продукт (помимо воды). Составьте уравнения реакций и укажите их типы.

29. Проиллюстрируйте (по возможности не одной реакцией) этапы цепочек превращений:

а) $FeS \longrightarrow H_2S \longrightarrow S \longrightarrow SO_2 \longrightarrow NaHSO_3 \longrightarrow Na_2SO_3$
$SO_2 \longrightarrow BaSO_3 \longrightarrow BaSO_4$

б) $H_2SO_4 \longrightarrow SO_2 \longrightarrow SO_3 \longrightarrow NaHSO_4 \longrightarrow NaSO_4$
$SO_3 \longrightarrow MgSO_4 \longrightarrow PbSO_4 \longrightarrow Pb(HSO_4)_{2(р)}$

30. Температуры кипения у воды и сероводорода сильно различаются (см. раздел 6), а у сероводорода и селеноводорода достаточно близки (для H_2Se $t_{кип} = -41,5$ °С). По какой причине? Ответ аргументируйте.

31. Требуется осушить влажные газы H_2S, CO_2, SO_2, H_2, N_2, NH_3 и HCl. Укажите, для осушения каких газов нельзя применять H_2SO_4(конц.). Ответ подтвердите уравнениями реакций.

Ответы

6. а) 9; б) 11; в) 9; г) 19; д) 9; е) 31. **9.** а) 5; б) 3 (образуется SO_3); в) 6; г) 4 (образуется H_2O); д) 14 (продукты K_2SO_4, KCl); е) 8. **10.** а) 1 моль, 22,4 л; б) 3 моль, 67,2 л. **11.** а) 7 (продукты KOH, I_2); б) 8 (продукты H_2O, I_2); в) 7 (продукты S, H_2O, K_2SO_4); г) 17 (образуются OH^-, H_2O). **12.** а) 28 (продукты O_2, Mn^{2+}, H_2O); б) 7 (продукты O_2, $MnSO_4$, H_2O); в) 8 (образуются O_2, H_2O); г) 14 (образуются O_2, H_2O). **13.** $H_2O_2 + Cl_2 = O_2\uparrow + 2HCl$, среда кислотная. **19.** а) 26 (продукты S, $Cr_2(SO_4)_3$, Na_2SO_4, K_2SO_4, H_2O); б) 22 (продукты S, MnO_2, $NaOH$, KOH); в) 10 (продукты Na_2SO_4, H_2O); г) 6 (образуются SO_2, H_2O); д) 5 (продукты S, HBr). **22.** а) 8; б) 7 (образуется H_2SO_4); в) 5 (образуется H_2SO_4); г) 8 (продукты $Cr_2(SO_4)_3$, K_2SO_4, H_2O); д) 10 (продукты $Al_2(SO_4)_3$, H_2S, H_2O); е) 9 (образуются SO_4^{2-}, H_2O). **23.** а) 6 (продукты Na_2SO_4, HBr); б) 13 (образуются $ZnSO_4$, Na_2SO_4, H_2O).

14. ЭЛЕМЕНТЫ VA-ГРУППЫ. АЗОТ. ФОСФОР

Элементы VA-группы. Общая электронная формула. Степени окисления. Простые вещества. Водородные соединения, их восстановительные свойства. Кислородные соединения, кислотно-осно́вные свойства.

Азот. Нахождение в природе. Строение молекулы. Физико-химические свойства. Получение в промышленности.

Аммиак. Строение молекулы. Окислительно-восстановительные свойства. Растворение в воде, гидрат аммиака и его свойства. Соли аммония, их гидролиз и термическое разложение. Получение аммиака в лаборатории и в промышленности.

Кислородные соединения азота. Оксиды. Азотная кислота. Окислительные свойства азотной кислоты в зависимости от концентрации в растворе. Нитраты, их термическое разложение. Царская водка, ее окислительные свойства. Промышленный синтез азотной кислоты. Азотные удобрения.

Фосфор. Аллотропные формы — белый и красный фосфор, их химическая активность. Взаимодействие с кислородом, галогенами, серой, азотной кислотой, металлами. Фосфин и фосфиды металлов, их восстановительные свойства. Получение фосфора в промышленности. Нахождение в природе.

Кислородные соединения фосфора. Оксид и кислородсодержащие кислоты фосфора(V). Ортофосфорная кислота. Растворение в воде. Различные ортофосфаты, их отношение к воде. Фосфорные удобрения.

ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ЭЛЕМЕНТОВ VA-ГРУППЫ

Эту группу составляют элементы *азот* N, *фосфор* P, *мышьяк* As, *сурьма* Sb, *висмут* Bi. Электронная конфигурация валентного уровня атомов ns^2np^3. Элементы VA-группы образуют соединения в степенях окисления (+III) и (+V), некоторые элементы (N, P) имеют также другие степени окисления, в том числе и отрицательную (–III). Азот — третий по электроотрицательности неметалл (после фтора и кислорода), фосфор и мышьяк — неметаллы, сурьма — типичный амфотерный элемент, а у висмута преобладают металлические свойства.

Высшая степень окисления у висмута неустойчива, и соединения висмута(V), например висмутат натрия, проявляют сильные окислительные свойства:

$$NaBiO_{3(т)} + 6H^+ + 2e^- = Bi^{3+} + Na^+ + 3H_2O$$

В большинстве соединений элементов VA-группы связи ковалентные, даже в таких, как оксид-хлорид висмута $Bi(Cl)O$.

В *свободном состоянии* азот N_2 — газ, а простые вещества остальных элементов твердые. При нагревании они довольно активны (кроме N_2), реагируют с кислородом, галогенами и серой, а P и As также и с металлами, окисляются азотной кислотой (кроме N_2). В ряду напряжений металл висмут стоит после водорода и не реагирует с кислотами-неокислителями.

Водородные соединения элементов VA-группы — *аммиак* NH_3, *фосфин* PH_3, *арсин* AsH_3 и *стибин* SbH_3 газообразны при комнатной температуре, обладают невысокой устойчиво-

стью и уже при небольшом нагревании разлагаются (кроме NH_3). По химическим свойствам они восстановители. Фосфин PH_3 и особенно аммиак NH_3 образуют сложные катионы — *фосфоний* PH_4^+ и *аммоний* NH_4^+.

Элементы VA-группы образуют два ряда *кислородных соединений* — оксиды $Э_2O_3$ и $Э_2O_5$. В качестве гидроксидов им соответствуют кислоты (для N, P и As), амфотерные гидратированные оксиды (Sb) или основания (для Bi^{III}, в *орто-* и *мета-*форме). Все кислоты, за исключением HNO_3, — слабые электролиты в водном растворе.

АЗОТ

В соединениях азот проявляет все степени окисления от (–III) до (+V) (рис. 15). Рассмотрим наиболее подробно соединения N^{-III}, N^{+III} и N^{+V}; степени окисления (–II), (–I) и (+I) затрагивать не будем.

В свободном состоянии *азот* N_2 — бесцветный газ без вкуса и запаха, главная составная часть воздуха: содержание в воздухе 78,09% (по объему) и 75,52% (по массе). В молекуле N_2 химическая связь тройная ($N\equiv N$), очень устойчивая и короткая ($E_{св}$ = 945 кДж/моль, $l_{св}$ = 110 пм); этим объясняется химическая инертность азота при обычных условиях и в отсутствие катализаторов. В воде азот очень мало растворим (15,4 мл/1 л H_2O при 20 °С).

При комнатной температуре N_2 реагирует только с литием (во влажной атмосфере), образуя нитрид лития Li_3N; нитриды

+V	N_2O_5, HNO_3, NO_3^-, $NaNO_3$, $AgNO_3$
+IV	NO_2
+III	N_2O_3, HNO_2, NO_2^-, $NaNO_2$, NF_3
+II	NO
+I	N_2O
0	N_2
–III	NH_3, $NH_3 \cdot H_2O$, NH_4^+, NH_4Cl, $NaNH_2$, Li_2NH, Li_3N

Рис. 15

других элементов синтезируют при сильном нагревании, например такие, как Mg_3N_2 и BN. Пассивность газообразного азота используют для создания инертной атмосферы при проведении химических реакций между веществами, чувствительными к кислороду.

В промышленности азот N_2 получают при фракционной дистилляции жидкого воздуха (одновременно получают кислород) или удалением кислорода из воздуха химическим путем, например по реакции 2С(кокс) + O_2 = 2CO при нагревании. В этих случаях получают азот, содержащий примеси благородных газов (главным образом аргона).

В лаборатории небольшие количества химически чистого азота можно получить по реакции конмутации при умеренном нагревании нитрита аммония

$$NH_4NO_2 = N_2 + 2H_2O$$

или при сливании горячих насыщенных растворов хлорида аммония и нитрита калия:

$$N^{-III}H_4Cl + KN^{+III}O_2 = N_2^0\uparrow + 2H_2O + KCl$$

В природе азот — семнадцатый по химической распространенности элемент; помимо воздуха, встречается (редко) в связанном состоянии в виде селитры — натронной $NaNO_3$ или калийной KNO_3; он содержится во всех организмах (составная часть белковых тел).

Аммиак NH_3 — бесцветный газ с резким характерным запахом, значительно легче воздуха. Очень хорошо растворим в воде (700 л/1 л H_2O при 20 °С).

Наличие у атома азота в молекуле NH_3 донорной пары электронов на sp^3-гибридной орбитали обусловливает характерную реакцию присоединения катиона водорода, при этом образуется катион аммония NH_4^+ (например, $NH_3 + HCl = NH_4Cl$).

При растворении в воде аммиак присоединяет молекулу воды за счет водородной связи с образованием *гидрата аммиака* $NH_3 \cdot H_2O$, который в растворе играет роль слабого основания:

$$NH_3 \cdot H_2O \rightleftarrows NH_4^+ + OH^-, \ pH > 7$$

В 1М растворе аммиака при комнатной температуре содержится 0,4% ионов NH_4^+ и OH^-. Разбавленный раствор аммиака (3—10%) часто называют *нашатырным спиртом* (название придумано алхимиками), а концентрированный раствор (18,5—25%-ный) — *аммиачной водой* (выпускается промышленностью).

При добавлении кислот к водному раствору аммиака образуются соответствующие *соли аммония* (средние — для сильных кислот, кислые — для слабых кислот):

$$NH_3 \cdot H_2O + HNO_3 = NH_4NO_3 + H_2O$$

$$2(NH_3 \cdot H_2O) + H_3PO_4 = (NH_4)_2HPO_4 + 2H_2O$$

Соли аммония в водном растворе подвергаются гидролизу:

$$NH_4NO_3 = NH_4^+ + NO_3^-$$

$$NH_4^+ + H_2O \rightleftarrows NH_3 \cdot H_2O + H^+, \ pH < 7$$

Аммиак проявляет восстановительные свойства за счет N^{-III}:

$$2(NH_3 \cdot H_2O) + 6OH^- - 6e^- = N_2\uparrow + 8H_2O$$

$$2NH_4^+ - 6e^- = N_2\uparrow + 8H^+$$

причем более активное выделение азота наблюдается в щелочной среде.

При взаимодействии с типичными металлами аммиак становится окислителем за счет H^I:

$$2NH_3 + 2Na = 2NaNH_2 + H_2$$

Продукты таких реакций содержат *амид*-ион NH_2^-; известен также *имид* лития Li_2NH.

В атмосфере чистого кислорода аммиак сгорает с образованием азота:

$$4NH_3 + 3O_2 = 2N_2 + 6H_2O$$

однако в присутствии катализатора (Pt + Rh) образуется монооксид азота:

$$4NH_3 + 5O_2 = 4NO + 6H_2O$$

(эта реакция лежит в основе промышленного способа получения азотной кислоты).

В лаборатории для получения небольших количеств аммиака либо кипятят его водный раствор, либо термически разлагают малоустойчивые соли аммония:

$$(NH_4)_2HPO_4 = NH_3 + NH_4(H_2PO_4)$$

$$2NH_4Cl + Ca(OH)_2 = 2NH_3 + CaCl_2 + 2H_2O$$

$$(NH_4)_2SO_4 = NH_3 + NH_4(HSO_4)$$

Две соли аммония — нитрит NH_4NO_2 и нитрат NH_4NO_3 разлагаются иначе: NH_4NO_2 дает азот N_2 (уравнение см. выше), а NH_4NO_3 дает оксид диазота N_2O (т. е. N═N═O) и воду.

В промышленности аммиак получают по обратимо́й реакции с катализатором Fe/Al_2O_3:

$$N_2 + 3H_2 \rightleftarrows 2NH_3 + Q$$

В соответствии с принципом Ле-Шателье увеличение выхода аммиака должно происходить при повышении давления и понижении температуры. Однако скорость реакции при низких температурах очень мала, поэтому температуру поддерживают в интервале 450—500 °С, достигая 15%-ного выхода аммиака. Непрореагировавшие N_2 и H_2 возвращают в реактор и тем самым увеличивают степень протекания реакции.

Аммиак — важнейшее сырье для производства всех остальных соединений азота, особенно солей аммония и азотной кислоты, а из них — удобрений, взрывчатых веществ, красителей и др.

Краткая характеристика *оксидов азота*:

N_2O — оксид диазота, бесцветный газ с приятным запахом («веселящий газ»), образуется при термическом разложении NH_4NO_3 (см. выше);

NO — монооксид азота, бесцветный газ, практически не растворяется в воде, реагирует с кислородом (продукт — NO_2), образуется при взаимодействии разбавленной азотной кислоты с диоксидом серы, а в природе — при грозовых разрядах ($N_2 + O_2 \rightleftarrows 2NO$), является промежуточным продуктом в промышленном синтезе азотной кислоты из аммиака;

N_2O_3 — триоксид диазота, при низких температурах — темно-синяя жидкость, разлагается выше 0 °С на NO и NO_2, на холоду при взаимодействии с водой образует азотистую кислоту HNO_2;

NO_2 — диоксид азота, бурый газ с характерным запахом, очень ядовит, при охлаждении димеризуется (продукт — бесцветный жидкий (N_2O_4); при взаимодействии с водой образует HNO_3 и NO, а со щелочами — соответствующие нитриты и нитраты; является промежуточным продуктом при синтезе азотной кислоты в промышленности;

N_2O_5 — пентаоксид диазота, бесцветное твердое вещество, термически неустойчивое ($2N_2O_5 = 4NO_2 + O_2$), при взаимодействии с водой образует HNO_3.

Азотная кислота HNO_3 — важнейшее кислородсодержащее соединение азота. При обычных условиях HNO_3 — бесцветная жидкость, неограниченно смешивающаяся с водой. Концентрированная (дымящая) азотная кислота при хранении на свету окрашивается в бурый цвет из-за разложения до NO_2 (а также O_2 и H_2O).

Азотная кислота $HN^{V}O_3$ достаточно сильный окислитель; продуктами восстановления являются одновременно NO_2, NO_2^-, NO, N_2O, N_2 и NH_4^+, причем доля продуктов с низкими степенями окисления азота возрастает по мере разбавления кислоты, на состав продуктов влияет сила восстановителя. [Вот почему условно будем считать, что HNO_3(конц.) переходит всегда в NO_2, HNO_3(разб.) — в NO и HNO_3(очень разб.) — в NH_4NO_3, если конкретный продукт не указан в задании.]

Полуреакции восстановления азотной кислоты:

$$NO_3^- + 2H^+(\text{конц.}) + 1e^- = NO_2\uparrow + H_2O$$

$$NO_3^- + 4H^+(\text{разб.}) + 3e^- = NO\uparrow + 2H_2O$$

$$NO_3^- + 10H^+(\text{оч. разб.}) + 8e^- = NH_4^+ + 3H_2O$$

С азотной кислотой реагируют все металлы, кроме Au и Pt. Концентрированная HNO_3 пассивирует Al, Co, Cr, Fe и Pb.

В отличие от HNO_3 ее соли — *нитраты* — в щелочной среде почти не проявляют окислительных свойств, что объясняется симметричным строением иона NO_3^- (треугольная форма вследствие sp^2-гибридизации атомных орбиталей азота).

Все нитраты термически неустойчивы и при нагревании разлагаются, продукты разложения определяют по положению металла в ряду напряжений (см. приложение 2):

(левее Mg) $2NaNO_3 = 2NaNO_2 + O_2$

(Mg — Cu) $4Cr(NO_3)_3 = 2Cr_2O_3 + 12NO_2 + 3O_2$

(правее Cu) $Hg(NO_3)_2 = Hg + 2NO_2 + O_2$

Поэтому все нитраты при сплавлении проявляют сильное окислительное действие (выделение атомарного кислорода O^0).

Смесь HNO_3(конц.) и HCl(конц.) — «царская водка» — содержит очень сильный окислитель — *атомарный хлор* Cl^0:

$$HNO_3(\text{конц.}) + 3HCl(\text{конц.}) \rightleftharpoons NO\uparrow + 3Cl^0\uparrow + 2H_2O$$

и окисляет самые благородные металлы — золото и платину:

$$Au + HNO_3(\text{конц.}) + 4HCl(\text{конц.}) = H[AuCl_4] + NO\uparrow + 2H_2O$$

$$3Pt + 4HNO_3(\text{конц.}) + 18HCl(\text{конц.}) = \\ = 3H_2[PtCl_6] + 4NO\uparrow + 8H_2O$$

Названия комплексных продуктов этих реакций:

$H[AuCl_4]$ — тетрахлороаурат(III) водорода

$H_2[PtCl_6]$ — гексахлороплатинат(IV) водорода

В промышленности азотную кислоту синтезируют в три стадии:

а) каталитическое окисление аммиака до монооксида азота NO (см. выше);

б) окисление NO кислородом до диоксида азота NO_2:

$$2NO + O_2 = 2NO_2$$

в) дисмутация NO_2 в горячей воде (или разбавленной азотной кислоте):

$$3NO_2 + H_2O = 2HNO_3 + NO\uparrow$$

Монооксид азота NO возвращают в стадию (б), получают концентрированную азотную кислоту (60%-ную).

Азотная кислота — один из важнейших продуктов химической промышленности. Около 75% производимой кислоты используется для выработки удобрений, кроме того, она расходуется на получение нитратов и различных органических нитросоединений.

Азотные удобрения содержат азот в качестве основного питательного элемента. Главные виды азотных удобрений:

жидкий аммиак NH_3	смесь $(NH_4)_2SO_4$ и NH_4NO_3
мочевина $C(NH_2)_2O$	смесь NH_4NO_3 и $CaCO_3$
сульфат аммония $(NH_4)_2SO_4$	селитры $NaNO_3$, KNO_3, $Ca(NO_3)_2$

Растения усваивают азот в форме нитрат-ионов NO_3^-, поэтому аммиак, катион аммония и мочевина сначала переводятся почвенными бактериями в ионы NO_3^-.

ФОСФОР

В соединениях фосфор проявляет степени окисления от (−III) до (+V), главной из которых является особенно устойчивая степень окисления (+V) (рис. 16). Рассмотрим важнейшие соединения фосфора.

+V — P_2O_5, H_3PO_4, PO_4^{3-}, Na_3PO_4, Na_2HPO_4, NaH_2PO_4, PF_5, PCl_5, PCl_3O, P_2S_5

+III — P_2O_3, PF_3, PCl_3, P_2S_3

+0 — $P(P_4, P_n)$

−III — PH_3, Na_3P, Mg_3P_2, AlP

Рис. 16

Известно несколько аллотропных форм фосфора в свободном виде: *белый фосфор* P_4, *красный фосфор* P_n и др. Белый фосфор P_4 значительно активнее полимерного красного фосфора: так, температура вспышки белого фосфора 34 °С (часто самовозгорается на воздухе), а красного фосфора 240 °С. [Далее в уравнениях реакций фосфор будем записывать просто Р.]

Фосфор сгорает при недостатке кислорода с образованием оксида P_2O_3, при избытке кислорода — оксида P_2O_5. Концентрированной азотной кислотой фосфор переводится в ортофосфорную кислоту H_3PO_4:

$$P + 5HNO_3(\text{конц.}) = H_3PO_4 + 5NO_2\uparrow + H_2O$$

С фтором, хлором и серой, подобно кислороду, фосфор также образует два ряда соединений — PF_3, PCl_3, P_2S_3 и PF_5, PCl_5, P_2S_5, которые легко гидролизуются даже во влажном воздухе.

Взаимодействие фосфора с металлами приводит к образованию *фосфидов*, например Mg_3P_2 и Na_3P, которые можно считать производными водородного соединения фосфора — *фосфина* PH_3. В фосфине и фосфидах степень окисления фосфора равна (−III). Фосфиды подвергаются необратимому гидролизу:

$$Mg_3P_2 + 6H_2O = 2PH_3\uparrow + Mg(OH)_2\downarrow$$

Фосфин и фосфиды являются сильными восстановителями:

$$PH_3 + 2O_2 = H_3PO_4$$

$$Na_3P + 10HNO_3(\text{конц.}) = NaH_2PO_4 + 8NO_2\uparrow + 4H_2O + 2NaNO_3$$

В промышленности фосфор получают из природных ортофосфатов при 800—1000 °С с применением кокса (как восстановителя) и песка (для связывания летучего CaO):

$$Ca_3(PO_4)_2 + 5C(\text{кокс}) + 3SiO_2 = 2P + 5CO + 3CaSiO_3$$

Пар фосфора (имеет состав P_4) охлаждением конденсируют в твердый белый фосфор. Красный фосфор P_n получают расплавлением белого фосфора без доступа воздуха; в зависимости от условий степень полимеризации n может быть различной. Белый фосфор хранят под водой, красный фосфор — в закрытых банках. Белый фосфор чрезвычайно ядовит.

В природе фосфор — 13-й по химической распространенности элемент, встречается только в связанном виде; важней-

шие минералы: *фосфорит* $3Ca_3(PO_4)_2 \cdot Ca(OH)_2$ и *апатит* $3Ca_3(PO_4)_2 \cdot Ca(Cl, F)_2$.

Фосфор — жизненно важный элемент для всех организмов.

Пентаоксид дифосфора P_2O_5 — кислотный оксид, который энергично взаимодействует с водой, образуя последовательно *метафосфорную* HPO_3, *дифосфорную* $H_4P_2O_7$ и *ортофосфорную* кислоту H_3PO_4. Оксид P_2O_5 — активное водопоглощающее средство, используемое как осушитель (более эффективный, чем серная кислота).

Ортофосфорная кислота H_3PO_4 при комнатной температуре — белое твердое вещество. Очень хорошо растворяется в воде (548 г/100 г H_2O). В водном растворе — слабая кислота.

При ступенчатой нейтрализации ортофосфорной кислоты образуются ее соли — *ортофосфаты*: кислые соли, содержащие анионы $H_2PO_4^-$ и HPO_4^{2-}, и средние с анионом PO_4^{3-} (последние только для реакций со щелочами, но не с гидратом аммиака). Ортофосфаты щелочных металлов (Na_3PO_4, Na_2HPO_4 и NaH_2PO_4) и почти все дигидроортофосфаты, например $Ca(H_2PO_4)_2$, хорошо растворимы в воде, остальные ортофосфаты выпадают из водного раствора в осадок.

Растворимые средние ортофосфаты и гидроортофосфаты подвергаются гидролизу (в большей степени — средние соли):

$$PO_4^{3-} + H_2O \rightleftarrows HPO_4^{2-} + OH^-, \ pH > 7$$

$$HPO_4^{2-} + H_2O \rightleftarrows H_2PO_4^- + OH^-, \ pH > 7$$

а дигидроортофосфаты диссоциируют, создавая в растворе кислотную среду:

$$H_2PO_4^- \rightleftarrows HPO_4^{2-} + H^+, \ pH < 7$$

Вследствие устойчивости состояния P^V фосфорные кислоты и соли окислительными свойствами не обладают.

В промышленности кислоту H_3PO_4 получают из природных фосфатов, например:

$$Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4(\text{конц., гор.}) = 2H_3PO_4 + 3CaSO_4\downarrow$$

Фосфорные удобрения содержат фосфор в качестве основного питательного элемента, называются они суперфосфатами. Различают простой и двойной суперфосфаты.

Простой суперфосфат получается при вскрытии фосфоритных руд холодной концентрированной серной кислотой, он содержит дигидроортофосфат и сульфат кальция:

$$Ca_3(PO_4)_2 + 2H_2SO_4 = Ca(H_2PO_4)_2 + 2CaSO_4\downarrow$$

Двойной суперфосфат получается при вскрытии фосфоритных руд концентрированной ортофосфорной кислотой:

$$Ca_3(PO_4)_2 + 4H_3PO_4 = 3Ca(H_2PO_4)_2$$

Он содержит также примесь $CaHPO_4$. Суперфосфат, внесенный в почву, легко усваивается растениями.

Вопросы и упражнения

1. Составьте электронную формулу молекулы азота. Почему молекулярный азот распадается на атомы при очень высокой температуре? Как можно понизить эту температуру?

2. Известно, что атмосферный азот, полученный выжиганием кислорода из воздуха, оказывается более тяжелым, чем химически чистый азот, собранный при термическом разложении нитрита аммония. Как вы думаете, почему?

3. Составьте уравнения реакций (в ответе — сумма коэффициентов):

а) $N_2 + Mg =$
б) $N_2 + Al =$
в) $N_2 + LiH = Li_3N + \ldots$
г) $NH_4NO_2 =$
д) $NH_4Cl + Ca(NO_2)_2 =$
е) $NH_3 + F_2(\text{изб.}) =$
ж) $NH_3 + Li = LiNH_2 + \ldots$
з) $NH_3 + Li = Li_2NH + \ldots$
и) $NH_3 \cdot H_2O + Br_2 =$
к) $NH_3 \cdot H_2O + KMnO_4 =$

Какую роль играют молекулярный азот и соединения азота(−III) в этих реакциях?

4. При нагревании разлагают 0,1 моль нитрата калия. Получают газ I и твердое вещество, последнее растворяют в воде.

Добавляют избыток хлорида аммония, смесь кипятят, выделяющийся газ II собирают. О каких газах идет речь в этих процессах? Определите (устно) их объемы (л, н. у.).

5. Составьте уравнения реакций с участием оксидов азота (в ответе — сумма коэффициентов):

а) $N_2O + Mg =$
б) $N_2O + NH_3 =$
в) $N_2O + H_2 =$
г) $N_2O + C$(графит) $=$
д) $N_2O + Cu = Cu_2O + \ldots$
е) $NO + H_2 = N_2 + \ldots$
ж) $NO + O_2 =$
з) $NO + C$(графит) $=$
и) $NO + P =$
к) $N_2O_3 + O_2 =$
л) $NO_2 + H_2 = NH_3 + \ldots$
м) $NO_2 + S =$
н) $NO_2 + P =$
о) $NO_2 + Cu = CuO + \ldots$

6. Определите (устно), какой объем диоксида азота (л, н. у.) можно получить из 10 моль аммиака, если практический выход равен 50%.

7. Составьте уравнения реакций солеобразования:

$NH_3 + H_2SO_4 =$ (средняя соль, кислая соль)
$NH_3 \cdot H_2O + CO_2 =$ (средняя соль, кислая соль)
$NH_3 \cdot H_2O + H_3PO_4 =$ (кислые соли)
$NH_3 + H_2S$(насыщ.) $=$ (кислая соль)
$HNO_3 + Co(OH)_2 =$ (средняя соль, осно́вная соль↓)

8. При ультрафиолетовом облучении смеси F_2 и NH_3 образуются молекула NF_3 и ион NF_4^+. Укажите роль облучения. Одинаковую ли геометрическую форму будут иметь полученные частицы?

9. Предскажите тип гибридизации орбиталей атома азота в молекулах NH_3 и NF_3 и катионах NH_4^+ и NF_4^+. Определите валентность и степень окисления азота в них.

10. Составьте схему образования частиц NH_4^+ и NF_4^+ из NH_3 и NF_3 соответственно с помощью донорно-акцепторного механизма.

11. Известно, что вещества с ионным строением $(NH_4^+)(OH^-)$ и $(NH_4^+)(NH_2^-)$ неустойчивы. Запишите формулы иначе, чтобы

они стали отвечать реально существующим веществам того же состава.

12. Составьте уравнения реакций с участием кислородных соединений азота(I) и азота(II) (в ответе — сумма коэффициентов):

а) $N_2O + H_2SO_4 + KMnO_4 =$
б) $NO + H_2O + HClO =$
в) $NO + H_2O + SO_2 = N_2O\uparrow + \ldots$

13. Составьте уравнения реакций (в ответе — сумма коэффициентов):

а) $HNO_2 + H^0 = NO\uparrow + \ldots$
б) $NO_2^- + H^0 = NH_3\uparrow + \ldots$
в) $NO_2^- + H^+ + I^- =$
г) $NO_2^- + H^+ + Fe^{2+} = Fe^{3+} + \ldots$

Какую функцию выполняют соединения азота(III)?

14. Составьте уравнения реакций с участием нитритов (в ответе — сумма коэффициентов):

а) $NaNO_2 + H_2SO_4 = NO\uparrow + NO_2\uparrow + \ldots$
б) $KNO_2 + H_2SO_4 + KMnO_4 =$
в) $NO_2^- + H^+ + Cr_2O_7^{2-} =$

Какие функции выполняет нитрит-ион?

15. Иногда оксиды N_2O и NO называют «безразличными». Укажите, какой смысл вкладывается в такое название. Какова реакционная способность этих оксидов (см. упр. **5**, **12**)?

16. Правильно ли называть частицы NO и NO_2 молекулами? Каково их строение и как называются такие частицы?

17. Предскажите геометрическую форму частиц NO_2^-, NO_2^0 и O_2^+. Возможны ли реакции: $NO_2^- + O^0 =$, $NO_2^0 + O^- =$, $NO_2^+ + O^{2-} =$? Укажите продукты реакций.

18. Почему N_2O_3 и N_2O_5 называют ангидридами кислот (т. е. безводными кислотами)? Можно ли NO_2 назвать ангидридом?

19. Составьте уравнения реакций с участием воды:

$N_2O_3 + H_2O =$	$NO_2 + H_2O$(хол.) $=$
$N_2O_5 + H_2O =$	$NO_2 + H_2O$(гор.) $=$

20. Что получится при термическом разложении N_2O_3, N_2O_5 и HNO_3?

21. Составьте уравнения реакций в водном растворе:

$NO_2 + Ba(OH)_2 =$	$HNO_3 + Cu(OH)_2 =$
$N_2O_3 + Ca(OH)_2 =$	$HNO_3 + MgO =$
$N_2O_5 + NaOH =$	$HNO_3 + CaCO_3 =$
$N_2O_5 + NH_3 \cdot H_2O =$	$Cl_3N + H^+ =$
$NaNH_2 + H^+ =$	$Cl_3N + OH^- =$

22. Предскажите геометрическую форму нитрит- и нитрат-ионов. Какой из них более симметричный и менее реакционноспособный?

23. Почему не протекает реакция $NO_3^- + H^+ + I^- \neq$, но начинает выпадать осадок иода после добавления цинка? Составьте также уравнение реакции

$$NO_3^- + H^0 = NH_3 \cdot H_2O + \ldots$$

24. Составьте уравнения реакций концентрированной азотной кислоты с Cu, Ag, P, C(графит), KI (образуется I_2), I_2 (образуется HIO_3) и $Fe(OH)_2$ [образуется $Fe(NO_3)_3$].

25. Составьте уравнения реакций концентрированной азотной кислоты с серой (образуется H_2SO_4) и ее соединения — H_2S и K_2S (образуется S), MnS (образуется $MnSO_4$), FeS (образуются $Fe(NO_3)_3$, H_2SO_4).

26. Составьте уравнения реакций разбавленной азотной кислоты с Al, Mg (выделяется N_2O), SO_2, Fe (образуется соль Fe^{3+}), FeS_2 [образуются $Fe(NO_3)_3$, S].

27. Составьте уравнения реакций между очень разбавленной азотной кислотой и Al, Mg, Fe (образуются $Fe(NO_3)_3$, N_2).

28. Что означает с химической точки зрения фраза: концентрированная HNO_3 пассивирует Al, Cr, Fe и некоторые другие металлы?

29. Составьте уравнения термического разложения солей:

нитрат калия	нитрат аммония
нитрат алюминия	сульфат аммония
нитрат свинца(II)	карбонат аммония
нитрат меди(II)	дихромат аммония
нитрат серебра(I)	гидросульфид аммония

30. Назовите продукты, которые получатся при нагревании солей:

а) $NaNO_3 + S$ в) $(NH_4)_2SO_4 + Ba(OH)_2$

б) $NaNO_3 +$ C(графит) г) $KNO_2 + H_2SO_4$

Составьте уравнения реакций.

31. Составьте уравнения гидролиза солей: NH_4NO_2, NH_4NO_3, NH_4HSO_4, $(NH_4)_2CO_3$, NH_4CH_3COO, $NaNO_2$, $Fe(NO_3)_3$, $Zn(NO_3)_2$.

32. Составьте уравнения гидролиза бинарных соединений: Li_3N, Mg_3N_2, $Ba(NH_2)_2$, Li_2NH, Cl_3N.

33. Предложите способы перевода реагентов в продукты в следующих цепочках:

а) $N_2 \longrightarrow NH_3 \longrightarrow NO \longrightarrow NO_2 \longrightarrow HNO_3 \longrightarrow NH_4NO_3 \longrightarrow N_2O$; $NH_3 \longrightarrow NH_4Cl \longrightarrow N_2$; $HNO_3 \longrightarrow Cd(NO_3)_2 \longrightarrow NO_2$

б) $H_2O \xrightarrow{\text{электролиз}} H_2 \longrightarrow NH_3 \longrightarrow NH_4Cl \longrightarrow NH_4NO_2 \longrightarrow N_2$; $NH_4Cl \longrightarrow NH_3$

34. Через склянки с водным раствором щелочи пропущены газы O_2, NO_2, CH_4, Cl_2, NO, SO_3, Ar. Какие из газов вступили в реакцию? Ответ сопроводите уравнениями реакций.

35. Составьте электронные формулы молекул P_2 и PH_3. Аналогами каких известных молекул они являются?

36. Составьте уравнения реакций с участием фосфора, фосфина и фосфидов (в ответе — сумма коэффициентов):

а) $Na_3P + H_2O =$	е) $P + H^+ + MnO_4^- =$
б) $AlP + H_2O =$	ж) $P + H_2O + HIO_3 =$
в) $Zn_3P_2 + H_2O =$	з) $PH_3 + H_2O + AgNO_3 = H_3PO_4 + Ag\downarrow + \ldots$
г) $Mg_3P_2 + HCl =$	и) $PH_3 + H_2O + Cl_2 = H_3PO_4 + \ldots$
д) $PH_3 + Cl_2 =$	к) $Ca_3P_2 + H^+ + Cr_2O_7^{2-} =$

37. Пар фосфора состава P_n сгорает в кислороде, объемное отношение реагентов равно 1 : 5. Определите (устно) число n.

38. Составьте уравнения реакций с участием оксида фосфора(V):

$P_2O_5 + H_2O =$ (3 реакции)

$P_2O_5 + Na_2O =$ (3 реакции)

$P_2O_5 + KOH =$ (3 реакции)

$P_2O_5 + HNO_3$(безводн.) $= N_2O_5 + \ldots$

39. Гидроортофосфат натрия при нагревании переходит в дифосфат, а дигидроортофосфат натрия — в метафосфат. Составьте уравнения реакций.

40. При нагревании бертоллетовой соли (в присутствии MnO_2) с фосфором последний загорается. Составьте уравнение реакции. Для какой цели добавляют MnO_2? Ответ поясните.

41. Вспомните промышленный метод получения ортофосфорной кислоты и укажите (устно), какое количество кислоты получится из 20 моль исходной соли.

42. Составьте уравнения гидролиза K_3PO_4, PF_5, PCl_5, PCl_3O, POF_3, P_2S_5.

43. Какая среда будет в водных растворах кислых солей $KHSO_4$ и K_2HPO_4? Обе ли соли оправдывают своим поведением в растворе название «кислые соли»?

44. Подберите реагенты для цепочки превращений:

а) $P \longrightarrow P_2O_5 \longrightarrow H_3PO_4 \longrightarrow NaH_2PO_4 \longrightarrow Na_2HPO_4 \longrightarrow Na_3PO_4$

$\quad\quad NaH_2PO_4 \longrightarrow Na_3PO_4 \longrightarrow Ag_3PO_4$

б) $Ca_3(PO_4)_2 \longrightarrow P \longrightarrow AlP \longrightarrow PH_3 \longrightarrow H_3PO_4 \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2$

Ответы

3. а—б) 5; в) 6; г) 4; д) 10; е) 11 (продукты NF_3, NH_4F); ж) 7; з) 5; и) 26 (продукты N_2, H_2O, NH_4Br); к) 13 (продукты MnO_2, N_2, KOH, H_2O). **4.** Газ I: O_2, 1,12 л; газ II: N_2, 2,24 л. **5.** а) 4 (продукты N_2, MgO); б) 12 (продукты N_2, H_2O); в) 4; г) 6 (продукты N_2, CO_2); д) 5; е) 7; ж—з) 5; и) 21 (продукты N_2, P_2O_5); к) 7 (продукт NO_2); л) 15; м) 7 (продукты N_2, SO_2); н) 27; о) 11 (образуется N_2). **6.** 112 л. **11.** $NH_3 \cdot H_2O$, NH_3. **12.** а) 26 (продукты NO, $MnSO_4$, K_2SO_4, H_2O); б) 11 (продукты HNO_3, HCl); в) 6 (образуется H_2SO_4). **13.** а) 4; б) 10 (образуются H_2O, OH^-); в) 16 (продукты I_2, NO, H_2O); г) 10 (образуются NO, H_2O). **14.** а) 7; б—в) 21. **30.** а) $NaNO_2 + SO_2$; б) $NaNO_2 + CO_2$; в) $BaSO_4 + NH_3 + H_2O$; г) $K_2SO_4 + HNO_3 + NO + H_2O$. **34.** Реагируют NO_2, Cl_2, SO_3. **36.** а) 8 (продукты NaOH, PH_3); б) 6; в—г) 12; д) 9 (продукты PCl_5, HCl); е) 7 (продукты H_3PO_4, Mn^{2+}); ж) 9 (продукты H_3PO_4, I_2); з) 30; и) 18; к) 156 (продукты H_3PO_4, Cr^{3+}, Ca^{2+}, H_2O). **37.** 4. **41.** 40 моль.

15. ЭЛЕМЕНТЫ IVA-ГРУППЫ. УГЛЕРОД. КРЕМНИЙ

Элементы IVA-группы. Электронная конфигурация. Характерные степени окисления и электроотрицательность элементов. Изменение свойств при увеличении порядкового номера элемента. Распространение в природе.

Простые вещества и их свойства. Кислотно-осно́вные и окислительно-восстановительные свойства оксидов и гидроксидов. Водородные соединения, их восстановительные свойства.

Углерод. Простые вещества, аллотропные формы. Восстановительные свойства. Карбиды. Нахождение в природе.

Кислородные соединения углерода. Монооксид углерода, восстановительные свойства. Карбонилы металлов. Использование в промышленности.

Диоксид углерода. Растворение в воде. Угольная кислота. Карбонаты, их гидролиз, термическое разложение. Получение в промышленности и в лаборатории.

Кремний. Кристаллический и аморфный кремний. Химические свойства. Силициды. Диоксид кремния. Кремниевые кислоты. Силикаты. Стекло. Получение кремния и силикатов в промышленности. Применение и распространение в природе.

ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ЭЛЕМЕНТОВ IVA-ГРУППЫ

Эту группу Периодической системы составляют элементы *углерод* C, *кремний* Si, *германий* Ge, *олово* Sn и *свинец* Pb. Электронная конфигурация внешнего уровня их атомов ns^2np^2. В соединениях эти элементы проявляют характерные степени окисления (+II) и (+IV). По электроотрицательности и химическим свойствам элементы C и Si относятся к неметаллам, элементы Ge, Sn и Pb — к амфотерным элементам, металлические свойства которых возрастают при увеличении порядкового номера и уменьшении степени окисления.

В соединениях элементов со степенью окисления (+IV) связи ковалентные, например в жидких хлоридах CCl_4, $SiCl_4$, $GeCl_4$, $SnCl_4$ и $PbCl_4$, тогда как в соединениях свинца(II) связи ионные и вещества PbF_2, $PbSO_4$ и $Pb(NO_3)_2$ являются солями (ионными кристаллами).

Устойчивость соединений в степени окисления (+IV) уменьшается при переходе от C к Pb, а устойчивость соединений в степени окисления (+II) возрастает. Так, соединения Pb^{IV} очень сильные окислители, например оксид свинца(IV) PbO_2:

$$PbO_2 + 4H^+ + 2e^- = Pb^{2+} + 2H_2O \qquad (pH < 7)$$

$$PbO_2 + 2H_2O + 2e^- = [Pb(OH)_3]^- + OH^- \qquad (pH > 7)$$

Соединения остальных элементов в степени окисления (+II) — это сильные восстановители, например CO, $SnCl_2$ и др.

В свободном виде элементы IVA-группы — твердые вещества, их металлический характер увеличивается от C к Pb. По физическим свойствам углерод в свободном виде (алмаз и графит) относится к неметаллам (у графита обнаруживаются некоторые признаки металлов); кремний и германий проявляют промежуточные свойства (полупроводники); олово и свинец — типичные металлы (проводники). В ряду напряжений Sn и Pb стоят непосредственно перед водородом.

Оксиды и *гидроксиды* C^{IV} и Si^{IV} — это кислотные оксиды SO_2 и SiO_2 и слабые кислоты H_2CO_3 и H_2SiO_3. Оксиды (безводные и гидратированные) остальных элементов в степени окисления (+IV) амфотерны, то же относится и к оксидам и гидроксидам этих элементов в степени окисления (+II):

а) $GeO_2 + 4HCl(конц.) = GeCl_4 + 2H_2O$

$GeO_2 \cdot nH_2O + 2NaOH(конц.) = Na_2GeO_3 + (n + 1)H_2O$

б) $PbO + 2HCl(разб.) = PbCl_2\downarrow + H_2O$

$Pb(OH)_2 + NaOH(конц.) = Na[Pb(OH)_3]$

У соединений этих элементов(IV) преобладают кислотные свойства, а у соединений элементов(II) — осно́вные свойства.

Устойчивость *водородных соединений* элементов IVA-группы понижается от углерода к свинцу. Атомы углерода могут практически неограниченно соединяться друг с другом в цепи и циклы и образовывать *углеводороды* различного состава (родоначальники органических соединений, например метан CH_4, этан C_2H_6, этилен C_2H_4, ацетилен C_2H_2, бензол C_6H_6 и др.).

Водородные соединения остальных элементов группы — *силан* SiH_4, *герман* GeH_4, *станнан* SnH_4 и *плюмбан* PbH_4 представляют собой малоустойчивые и реакционноспособные газы; так, силан самовоспламеняется на воздухе:

$$SiH_4 + 2O_2 = SiO_2 + 2H_2O$$

По химическим свойствам эти соединения являются восстановителями.

Германий, олово и свинец находятся в земной коре в связанном виде; промышленно важными минералами являются *касситерит* SnO_2 и *галенит* PbS (германий не имеет собственных минералов, он рассеян по различным полиметаллическим рудам). Существование элемента с порядковым номером 32 («экасилиция») было предсказано Д. И. Менделеевым в 1871 г., открыт германий был в 1886 г. в серебряных рудах.

УГЛЕРОД

Химия углерода — это в основном химия органических соединений, неорганических производных углерода не так много. В соединениях углерод проявляет все степени окисления от (−IV) до (+IV) (рис. 17). Рассмотрим важнейшие неорганические соединения углерода.

+IV — CO_2, H_2CO_3, CO_3^{2-}, HCO_3^-, Na_2CO_3, $NaHCO_3$, CS_2, CF_4, CCl_2O, $C(NH_2)_2O$
+III — $H_2C_2O_4$, C_2F_6
+II — CO, HCOOH, HCN, C_2F_4
+I — C_2F_2, C_6F_6
0 — C (графит), C (алмаз)
–I — C_2H_2, C_6H_6, CaC_2
–II — C_2H_4, ThC_2
–III — C_2H_6
–IV — CH_4, Be_2C, Al_4C_3, SiC

Рис. 17

В свободном виде углерод существует как *графит*, *алмаз*, *карбин* и *фуллерен* (аллотропия углерода) — это твердые вещества с различным строением кристаллической решетки.

Самой распространенной формой является графит. Он представляет собой серо-черное вещество с плотностью 2,22 г/см^3, обладает высокой электрической проводимостью. Графит состоит из углеродных слоев, весьма непрочно связанных друг с другом, поэтому он достаточно мягок и легко измельчается (порошок графита называется *сажей*).

Алмаз, в отличие от графита, драгоценный камень с плотностью 3,51 г/см^3, имеет наибольшую твердость среди всех природных веществ. В чистом состоянии — бесцветные прозрачные кристаллы, по электрическим свойствам — диэлектрик.

Графит не реагирует с водой, кислотами-неокислителями и щелочами. Он становится активным при повышенных температурах, проявляя свойства восстановителя:

$$C + 4HNO_3(\text{конц.}) = CO_2\uparrow + 4NO_2\uparrow + 2H_2O$$

$$C + 2S = CS_2$$

$$C + 2F_2 = CF_4$$

$$C + CuO = Cu + CO$$

$$C + SnO_2 = Sn + CO_2$$

Сильные восстановительные свойства углерода (в виде *кокса*, получаемого из каменного угля) используют в промышленности при переработке минералов и руд (см., например, получение фосфора и железа).

Для углерода характерно образование множества *карбидов* — солеобразных ($CaCl_2$, Al_4C_3), ковалентных (карборунд SiC) и металлоподобных (имеющих нестехиометрический состав, например цементит Fe_3C). Солеобразные карбиды полностью гидролизуются в воде с образованием соответствующих углеводородов:

$$Al_4C_3 + 12H_2O = 4Al(OH)_3\downarrow + 3CH_4\uparrow$$

$$CaC_2 + 2H_2O = Ca(OH)_2 + C_2H_2\uparrow$$

Дикарбид кальция CaC_2 рассматривают как производное ацетилена и называют ацетиленидом кальция.

Углерод является основой растительного и животного мира на Земле. По химической распространенности в неживой природе углерод — одиннадцатый элемент, встречается как в свободном виде (алмаз, графит), так и в виде соединений (диоксид углерода, карбонаты, уголь, нефть, природный газ). Масса углерода, содержащегося в атмосфере в виде CO_2, составляет ~ $6 \cdot 10^{11}$ т, что примерно в 2 раза больше, чем в живой природе.

Важнейшие природные карбонаты: *магнезит* $MgCO_3$, *кальцит* $CaCO_3$, *доломит* $CaMg(CO_3)_2$, *малахит* $Cu_2CO_3(OH)_2$ и др.

С кислородом углерод образует два оксида — монооксид CO и диоксид CO_2. Оба оксида широко используют в химической промышленности.

Монооксид углерода CO — бесцветный газ, без запаха, по плотности (ρ = 1,25 г/л при н. у.) немного легче воздуха, очень мало растворим в воде. Молекула CO имеет строение

:C⋮⋮O: или :C≡O:

Можно считать, что третья связь образована по донорно-акцепторному механизму (кислород — донор электронной пары, углерод — акцептор). Тройная связь C≡O очень проч-

ная ($E_{св}$ = 1076 кДж/моль, $l_{св}$ = 113 пм), что обусловливает химическую пассивность CO в обычных условиях.

При высокой температуре CO проявляет типично восстановительные свойства:

$$2CO + O_2 = 2CO_2$$

$$CO + PbO = Pb + CO_2$$

С переходными металлами CO легко соединяется по донорно-акцепторному механизму (углерод — донор, металл — акцептор электронной пары) с образованием *карбонилов*, например $[Fe(CO)_5]$, $[Ni(CO)_4]$. Карбонилы легко разлагаются на металл и CO при нагревании, что используется при очистке металлов.

Монооксид углерода чрезвычайно ядовит. По тому же механизму, что и кислород, CO присоединяется к атому железа в гемоглобине крови, причем он связывается сильнее и тем самым блокирует перенос кислорода в организме, вызывая сильное отравление и остановку дыхания (отсюда тривиальное название CO — *угарный газ*).

В промышленности CO получают неполным сжиганием кокса ($2C + O_2 = 2CO$) или восстановлением CO_2 и H_2O раскаленным коксом:

$$CO_2 + C \rightleftarrows 2CO$$

$$C + H_2O \rightleftarrows CO + H_2$$

В лаборатории для получения CO разлагают муравьиную кислоту в присутствии концентрированной серной кислоты (для поглощения воды):

$$HCOOH = CO + H_2O$$

Диоксид углерода CO_2 (тривиальное название — *углекислый газ*) — бесцветный газ; в 1,5 раза тяжелее воздуха (плотность CO_2 ρ = 1,98 г/л при н. у.), поэтому его можно «переливать» из сосуда в сосуд. CO_2 — негорючий газ, достаточно хорошо растворяется в воде (0,88 л/1 л H_2O при 20 °C). При давлении 50 атм (5 МПа) диоксид углерода сжижается; при вытекании жидкого CO_2 из сосуда происходит мгновенное испарение части CO_2, а оставшаяся жидкость замерзает (образуется твердый CO_2 — «сухой лёд»).

Молекула диоксида углерода имеет линейное строение (*sp*-гибридизация орбиталей атома C^{IV}), ее электронная формула

$$:\ddot{O}::C::\ddot{O}: \quad \text{или} \quad :\ddot{O}{=}C{=}\ddot{O}:$$

Двойная связь C=O достаточно прочная ($E_{св}$ = = 800 кДж/моль, $l_{св}$ = 117 пм); этим объясняется химическая пассивность и устойчивость диоксида углерода при обычных условиях (часто CO_2 используют как инертную атмосферу для проведения химических реакций).

При растворении в воде диоксид углерода как кислотный оксид реагирует с ней, образуя вначале моногидрат $CO_2 \cdot H_2O$, который медленно (и лишь на 0,4%) изомеризуется в угольную кислоту H_2CO_3:

$$CO_{2(г)} + H_2O \rightleftarrows CO_2 \cdot H_2O \rightleftarrows H_2CO_3$$

И моногидрат, и угольная кислота термически неустойчивы, поэтому даже при слабом нагревании они полностью распадаются на CO_2 и H_2O.

Угольная кислота H_2CO_3 весьма слабая (вторая стадия диссоциации практически не протекает):

$$H_2CO_3 \rightleftarrows H^+ + HCO_3^-$$

$$HCO_3^- \rightleftarrows H^+ + CO_3^{2-}$$

и при пропускании диоксида углерода через раствор, например хлорида кальция, осадок карбоната $CaCO_3$ не выпадает.

Соли угольной кислоты — средние и кислые *карбонаты*; например, карбонат натрия Na_2CO_3 и гидрокарбонат натрия $NaHCO_3$ легко разлагаются сильными кислотами:

$$Na_2CO_3 + 2HNO_3 = 2NaNO_3 + H_2O + CO_2\uparrow$$

Растворимые в воде карбонаты щелочных металлов обратимо гидролизуются в воде, создавая щелочную среду (pH > 7).

Карбонаты других металлов нерастворимы в воде и термически неустойчивы ($CaCO_3 = CaO + CO_2$).

Для получения карбонатов щелочных и щелочноземельных металлов пропускают CO_2 через раствор соответствующего гидроксида:

а) $CO_2 + NaOH = NaHCO_3$

$CO_2 + 2NaOH = Na_2CO_3 + H_2O$

б) $CO_2 + Ba(OH)_2 = BaCO_3\downarrow + H_2O$

$2CO_2 + Ba(OH)_2 = Ba(HCO_3)_2$

При кипячении растворов гидрокарбонаты щелочноземельных металлов разлагаются и карбонат металла выпадает в осадок:

$$Ba(HCO_3)_2 = BaCO_3\downarrow + H_2O + CO_2\uparrow$$

В промышленности CO_2 получают при полном сжигании кокса ($C + O_2 = CO_2$) и обжигом известняка ($CaCO_3$, см. выше), в лаборатории — обработкой карбонатов (например, кусочков мрамора $CaCO_3$) сильными кислотами:

$$CaCO_3 + H_2SO_4 = CaSO_4\downarrow + H_2O + CO_2\uparrow$$

Диоксид углерода содержится в воздухе (0,03 об. %) и в минеральных водах. Зеленые растения *ассимилируют* углекислый газ при *фотосинтезе* с помощью содержащегося в растениях *хлорофилла* под воздействием солнечных лучей. В растениях образуются органические вещества (глюкоза и др.), а кислород выделяется в атмосферу. В организмах животных и растений глюкоза *диссимилируется*, т. е. окисляется под действием кислорода в присутствии ферментов, образуя углекислый газ, который возвращается в воздух:

$$6CO_2 + 6H_2O \underset{\text{диссимиляция}}{\overset{\text{ассимиляция}}{\rightleftarrows}} \underset{\text{глюкоза}}{C_6H_{12}O_6} + 6O_2$$

Известно, что зеленые листья площадью 1 $м^2$ в течение 1 ч на солнечном свету производят 1 г глюкозы. Люди выдыхают воздушную смесь, содержащую 4% CO_2. Атмосфера Венеры на ≈ 95% состоит из CO_2.

КРЕМНИЙ

В большинстве соединений (рис. 18) кремний находится в степени окисления (+IV), значительно реже — (−IV). В свободном виде кремний Si — темно-серое кристаллическое вещество, очень твердое, хрупкое и тугоплавкое. Кристаллическая решетка — атомная, связи Si—Si очень прочные, химическая активность кремния мала. В особых условиях можно получить так называемый аморфный кремний в виде белого порошка, его реакционная способность выше.

+IV — SiO_2, H_2SiO_3, H_4SiO_4, SiO_3^{2-}, SiO_4^{4-}, Na_2SiO_3, Na_4SiO_4, $SiCl_4$

0 — Si

−IV — SiH_4, Mg_2Si

Рис. 18

При высокой температуре кремний реагирует с неметаллами, например кислородом и хлором (продукты SiO_2 и $SiCl_4$), и металлами ($2Mg + Si = Mg_2Si$). При кипячении в концентрированном растворе щелочи кремний переходит в раствор:

$$Si + 4NaOH(\text{конц.}) = Na_4SiO_4 + 2H_2\uparrow$$

Легче протекает реакция между кремнием и смесью азотной и фтороводородной кислот:

$$3Si + 4HNO_3 + 18HF = 3H_2[SiF_6] + 4NO\uparrow + 8H_2O$$

Движущей силой этой реакции является образование очень устойчивого гексафторосиликат(IV)-иона $[SiF_6]^{2-}$; он имеет геометрическую форму октаэдра (sp^3d^2-гибридизация орбиталей Si^{IV}).

В промышленности кремний получают восстановлением $SiCl_4$ или SiO_2 при прокаливании:

$$SiCl_4 + 2Zn = Si + 2ZnCl_2$$

$$SiO_2 + 2Mg = Si + 2MgO$$

В последней реакции, проводимой на воздухе при избытке магния, образуются еще силицид магния Mg_2Si и нитрид магния Mg_3N_2, которые разрушаются кислотами:

$$Mg_2Si + 4HCl = 2MgCl_2 + SiH_4\uparrow$$
$$Mg_3N_2 + 8HCl = 3MgCl_2 + 2NH_4Cl$$

После кислотной обработки смеси остается аморфный кремний, который в результате переплавки ($t_{пл}$ = 1415 °C) становится кристаллическим. После очистки его можно использовать в полупроводниковой технике.

Кремний в степени окисления (+IV) находится в SiO_2 и весьма многочисленных и часто очень сложных по составу и строению силикат-ионах (так, кроме метасиликат-иона SiO_3^{2-} и ортосиликат-иона SiO_4^{4-} известны ионы $Si_2O_7^{6-}$, $Si_3O_9^{6-}$, $Si_4O_{10}^{4-}$ и др.). Для простоты записи все силикаты в твердом состоянии изображают как содержащие ион SiO_3^{2-}, а в растворе — как содержащие ион SiO_4^{4-} (например, Na_2SiO_3 и Na_4SiO_4).

Диоксид кремния SiO_2 (техническое название — *кремнезём*) — белый порошок или прозрачные кристаллы, очень тугоплавкий. Существует 9 модификаций SiO_2, различающихся строением кристаллической решетки; важнейшие из них — *кварц* ($t_{пл}$ = 1550 °C), *тридимит* ($t_{пл}$ = 1680 °C) и *кристобалит* ($t_{пл}$ = 1720 °C). Расплавленный кремнезем застывает в аморфную массу (*кварцевое стекло*).

Большая химическая устойчивость SiO_2 объясняется строением кристаллической решетки, в узлах которой находятся атомы Si и O (атомная решетка). Аморфный SiO_2 более реакционноспособен; он разрушается под действием фтороводородной кислоты и щелочей:

а) $SiO_2 + 6HF(конц.) = H_2[SiF_6] + 2H_2O$

б) $SiO_2 + 2NaOH \xrightarrow{1000\ °C} Na_2SiO_3 + H_2O$

$SiO_2 + 4NaOH(конц.) = Na_4SiO_4 + 2H_2O$

При взаимодействии со щелочами SiO_2 проявляет кислотные свойства и образует соли — *силикаты*, например метасиликат натрия Na_2SiO_3 и ортосиликат натрия Na_4SiO_4. При подкислении растворов силикатов выпадает SiO_2:

$$Na_4SiO_4 + 4HCl = 4NaCl + SiO_2\downarrow + 2H_2O$$

Из раствора диоксид кремния осаждается вначале в виде вязкого коллоидного раствора — *золя* состава $(H_2SiO_3)_n$, затем, по мере укрупнения частиц, в виде студенистой массы — *геля* $SiO_2 \cdot nH_2O$; в растворе остается небольшое количество *ортокремниевой кислоты* H_4SiO_4 (растворимость 0,00673 г/100 г H_2O при 20 °C). Мономерная кислота H_2SiO_3 (метакремниевая) не получена.

Растворимые силикаты натрия и калия в большой степени подвергаются гидролизу по аниону и создают в растворе сильнощелочную среду (pH > 7). Насыщенный раствор этих силикатов (вязкое «жидкое стекло») используется как силикатный клей. Силикаты натрия и кальция входят в состав *стекла*. Его обычно получают сплавлением кварца SiO_2, известняка (в основном $CaCO_3$) и соды Na_2CO_3:

$$6SiO_2 + Na_2CO_3 + CaCO_3 = \underbrace{(Na_2SiO_3 \cdot CaSiO_3 \cdot 4SiO_2)}_{\text{обычное стекло}} + 2CO_2$$

Часто состав стекла выражают суммой оксидов, например $Na_2O \cdot CaO \cdot 6SiO_2$.

Кремний — второй по распространенности элемент в земной коре (16,35 атомн. %). Находится в различных горных породах в форме SiO_2 и многочисленных силикатов (*граниты, гнейсы, базальты, песчаники, песок* и др.). Кристаллический SiO_2 встречается в природе в виде минерала *кварца* (*горный хрусталь*) и его окрашенных разновидностей (*дымчатый* и *розовый кварц*, фиолетовый *аметист* и др.), а также в виде содержащих воду минералов — *опал, халцедон* (*агат, яшма*) и *кремень* (с примесью оксидов железа). Среди силикатных минералов отметим *глины* (алюмосиликаты), очень чистая глина — *каолин* $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$ используется как основная составная часть при изготовлении фарфора. Силикаты и алюмосиликаты применяют в промышленности при производстве керамики, цемента, бетона и других строительных материалов.

Вопросы и упражнения

1. Объясните, почему орбитали атома кремния могут, а орбитали атома углерода не могут находиться в состоянии sp^3d^2-гибридизации.

2. Приведите примеры частиц (молекул, ионов), в которых орбитали атома углерода находятся в состоянии гибридизации:

а) sp^3 б) sp^2 в) sp

3. Укажите тип гибридизации атомных орбиталей кремния в частицах $SiCl_4$, SiO_3^{2-}, SiO_4^{4-}, $[SiF_6]^{2-}$.

4. Составьте формулы соединений углерода:

а) тетрафторид углерода;
б) оксид-дихлорид углерода.

Укажите степени окисления элементов, кратность связей, наличие (или отсутствие) полярности молекул, геометрическую форму молекул.

5. Приведите структурные и электронные формулы молекул углеводородов CH_4, C_2H_6, C_2H_4 и C_2H_2. Для кратных связей укажите названия их составляющих. Какое из веществ, по вашему мнению, самое реакционноспособное?

6. Графит обрабатывают концентрированной азотной кислотой, образующуюся смесь газов поглощают насыщенным раствором гидроксида натрия. Составьте уравнения реакций.

7. Известно, что монооксид углерода по плотности немного легче воздуха. Почему? Определите (устно), как соотносятся по плотности этот газ и N_2, O_2, Ar, CO_2.

8. Составьте уравнения обменных реакций в растворе с участием соединений углерода:

$BaCO_3 + HCl =$	$CaMg(CO_3)_2 + H_2SO_4 =$
$CO_2 + H_2O + CaCO_3 =$	$Ca(OH)_2 + CO_2$(недостаток) =
$CO_2 + Na[Al(OH)_4] =$	$Ca(OH)_2 + CO_2$(избыток) =
$K_2CO_3 + H_2O + AlCl_3 =$	$NaHCO_3 + \ldots = CaCO_3\downarrow + \ldots$

9. Составьте уравнения обменных реакций с участием соединений элементов IVA-группы:

$Na_4SiO_4 + H_2SO_4 =$	$Pb(OH)_2 + HNO_3 =$
$Na_4SiO_4 + NH_4Cl =$	$Pb(OH)_2 + NaOH$(конц.) =
$Na_4SiO_4 + CO_2 =$	$PbSO_4 + H_2SO_4$(конц.) =
$SnS_2 + HCl =$	$Pb(NO_3)_2 + KI =$

10. Для реакции

$$2C_{(т)} + SiO_{2(т)} + 2Cl_{2(г)} \rightleftarrows SiCl_{4(г)} + 2CO_{(г)} - Q$$

напишите выражение закона действующих масс для химического равновесия. Установите, в каком направлении произойдет смещение равновесия:

а) при сжатии системы;
б) при нагревании системы;
в) при добавлении некоторого количества CO;
г) при введении 1 моль SiO_2;
д) при введении 1,12 л Cl_2.

Изменится ли при этих воздействиях значение константы равновесия?

11. Составьте уравнения реакций, протекающих при нагревании (в ответе — сумма коэффициентов):

а) $CaMg(CO_3)_2 =$	е) $H_2C_2O_4 = CO + CO_2 + \ldots$
б) $Cu_2CO_3(OH)_2 =$	ж) $CO_2 + Mg =$
в) $Ca(HCO_3)_{2(р)} =$	з) $CS_2 + O_2 =$
г) $K_2[Ge(OH)_6] =$	и) $CaCO_3 + C =$
д) $Ca(OH)_2 + CO =$	к) $GeO_2 + C =$

12. При выплавке железа в доменном процессе из руды Fe_2O_3 в качестве восстановителя используется угарный газ. Составьте уравнения трех стадий процесса. Как в домне образуется угарный газ?

13. Составьте уравнения превращений в цепочках:

а) $CH_4 \longrightarrow CO_2 \longrightarrow CaCO_3 \longrightarrow Ca(HCO_3)_2 \longrightarrow CO_2 \longrightarrow CO \longrightarrow [Ni(CO)_4]$

б) $Si \longrightarrow Na_4SiO_4 \longrightarrow SiO_2 \longrightarrow Si \longrightarrow SiCl_4 \longrightarrow SiO_2 \longrightarrow Na_2SiO_3$

в) $Pb \longrightarrow Pb(NO_3)_2 \longrightarrow Pb(OH)_2$ ⟨

$\longrightarrow Pb(NO_3)_2 \longrightarrow PbSO_4 \longrightarrow$

$\longrightarrow PbS$

$\longrightarrow Na[Pb(OH)_3] \longrightarrow$

$\longrightarrow Pb(OH)_2 \longrightarrow PbO$

14. Прокаливают смесь песка и избытка магния на воздухе. Составьте уравнения трех протекающих реакций.

15. Спёк продуктов (см. упр. **14**) обрабатывают соляной кислотой. Составьте уравнения трех протекающих реакций. Газ, выделяющийся в одной из реакций, самовозгорается на воздухе. Какой кремнийсодержащий продукт образуется?

16. Составьте уравнения реакций с участием кремния и его соединений (в ответе — сумма коэффициентов):

а) $Si + NaOH \cdot H_2O_{(т)} =$ | д) $SiO_2 + Al =$

б) $SiO_2 + K_2CO_3 =$ | е) $SiO_2 + Zn =$

в) $SiO_2 + HF_{(г)} =$ | ж) $SiCl_4 + Al =$

г) $SiO_2 + HF$(конц.) = | з) $SiCl_4 + Mg =$

17. Объясните фразу: кремнезем сгорает во фторе. Каков химический смысл слова «сгорает»? Составьте уравнение реакции.

18. Составьте уравнения реакций с участием олова (в ответе — сумма коэффициентов):

а) $Sn + HClO_4$(разб.) =

б) $Sn + NaOH$(конц., хол.) $+ H_2O = Na[Sn(OH)_3] + \ldots$

в) $Sn + NaOH$(конц., гор.) $+ H_2O = Na_2[Sn(OH)_6] + \ldots$

г) $Sn + HNO_3$(конц.) $= SnO_2\downarrow + \ldots$

д) $Sn + HNO_3$(разб.) $= Sn(NO_3)_2 + N_2\uparrow + \ldots$

е) $Sn + HNO_3$(оч. разб.) =

Какие свойства проявляет олово в этих реакциях?

19. Оксид олова(IV) обрабатывают атомарным водородом. Выделяется водородное соединение олова. Составьте уравнение реакции. Предложите способ получения атомарного водорода для этой реакции.

20. Составьте уравнения реакций с участием оксида свинца(IV) (в ответе — сумма коэффициентов):

а) $PbO_2 + H_2SO_4$(конц., гор.) $= PbSO_4\downarrow + O_2\uparrow + \ldots$

б) $PbO_2 + NaOH$(конц.) $+ H_2O = Na_2[Pb(OH)_6]$

в) $PbO_2 + HNO_3 + KNO_2 =$

г) $PbO_2 + H_2O_2$(конц.) =

д) $PbO_2 + HNO_3 + Mn(NO_3)_2 = HMnO_4 + \ldots$

е) $PbO_2 + NaOH$(конц.) $+ Na_3[Cr(OH)_6] = Na_2CrO_4 + \ldots$

Какие свойства этого оксида иллюстрируют приведенные реакции?

21. Оксид свинца(IV) обрабатывают соляной кислотой. Выпадает белый осадок, и выделяется светло-зеленый газ с резким запахом. Составьте уравнение реакции. Опишите подобным образом реакции, где соляная кислота заменена на концентрированные бромоводородную и иодоводородную кислоты.

22. Составьте уравнения реакций с участием *сурика* — оксида свинца(IV)-дисвинца(II) (в ответе — сумма коэффициентов):

а) $(Pb_2^{II}Pb^{IV})O_4 + HNO_3$(конц.) =

б) $(Pb_2^{II}Pb^{IV})O_4 + HCl$(конц.) =

в) $(Pb_2^{II}Pb^{IV})O_4 + NOH$(конц.) $+ H_2O =$

г) $(Pb_2^{II}Pb^{IV})O_4 + HNO_3 + KI =$

д) $(Pb_2^{II}Pb^{IV})O_4 + HNO_3 + H_2O_2 =$

Какие свойства проявляет сурик в этих реакциях?

23. В раствор нитрата свинца(II) добавляют цинк. Что происходит? Дайте мотивированный ответ. Какие другие металлы можно использовать в подобных реакциях?

24. Составьте уравнения реакций, протекающих при нагревании (в ответе — сумма коэффициентов):

а) $PbO + H_2 =$ | г) $PbS + O_2 =$

б) $PbO + PbS = Pb + \ldots$ | д) $PbS + H_2O_2 =$

в) $PbO + CO =$ | е) $PbCl_4 = PbCl_2 + \ldots$

25. Составьте уравнения гидролиза:

а) солей KCN, K_2CO_3, Na_4SiO_4, $Pb(NO_3)_2$

б) бинарных соединений Be_2C, CaC_2, Mg_2Si, $SiCl_4$

26. Имеются газы: водород, хлор, хлороводород, азот, кислород, диоксид азота, диоксид углерода. Какие два газа можно различить по окраске, какой газ — по запаху, а оставшиеся газы — по тому, горят ли они сами, поддерживают ли горение или являются негорючими?

27. Назовите три самых распространенных в природе неметаллических элемента. Приведите примеры природных веществ, содержащих атомы этих элементов. Какие степени окисления характерны для данных неметаллов?

Ответы

11. а—б) 5; в) 4; г) 5 (продукты K_2GeO_3, H_2O); д) 4 (продукты $CaCO_3$, H_2); е) 4; ж) 6 (продукты C, MgO); з) 7 (продукты CO_2, SO_2); и) 5 (продукты CaO, CO); к) 4 (продукты Ge, CO_2). **15.** Газ — силан SiH_4, при его сгорании образуется SiO_2. **16.** а) 7 (продукты Na_2SiO_3, H_2, H_2O); б) 4 (продукты K_2SiO_3, CO_2); в) 8 (продукты SiF_4, H_2O); г) 10; д) 12 (продукты Si, Al_2O_3); е) 6 (продукты Si, ZnO); ж) 14 (продукты Si, $AlCl_3$); з) 6 (продукты Si, $MgCl_2$). **18.** а) 5 (продукты $Sn(ClO_4)_2$, H_2); б) 6 (образуется H_2); в) 10 (образуется H_2); г) 12 (образуются NO_2, H_2O); д) 29 (образуется H_2O); е) 22 (продукты $Sn(NO_3)_2$, NH_4NO_3, H_2O). **20.** а) 9 (образуется H_2O); б) 6; в) 7 (продукты $Pb(NO_3)_2$, KNO_3, H_2O); г) 4 (продукты $Pb(OH)_2$, O_2); д) 22 (образуются $Pb(NO_3)_2$, H_2O); е) 13 (образуются $Na(Pb(OH)_3)$, H_2O). **22.** а) 10 (продукты $Pb(NO_3)_2$, PbO_2, H_2O); б) 17 (продукты $PbCl_2$, Cl_2, H_2O); в) 14 (продукты $Na[Pb(OH)_3]$, $Na_2[Pb(OH)_6]$); г) 21 (продукты $Pb(NO_3)_2$, I_2, H_2O, KNO_3); д) 16 (продукты $Pb(NO_3)_2$, O_2, H_2O). **24.** а) 4 (продукты Pb, H_2O); б) 7 (образуется SO_2); в) 4 (продукты Pb, CO_2); г) 9 (продукты PbO, SO_2); д) 10 (продукты $PbSO_4$, H_2O); е) 3 (образуется Cl_2).

16. ОБЩИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

Положение металлов в Периодической системе. Металлические свойства *s*-, *p*- и *d*-элементов. Типичные металлы. Физические свойства металлов. Металлическая связь. Сплавы и их свойства.

Химические свойства металлов. Металлы как восстановители. Оксидная пленка на металлах. Пассивация металлов.

Электрохимический ряд напряжений металлов, его использование. Электрохимическая коррозия металлов и ее предупреждение.

Общие способы получения металлов. Распространение и формы нахождения металлов в природе.

Большинство химических элементов Периодической системы Д. И. Менделеева проявляют в той или иной мере металлические свойства. Типичными являются щелочные и щелочноземельные металлы, которые характеризуются небольшим (1—2) числом электронов на внешнем уровне их атомов и легкостью потери электронов, что отражают низкие значения электроотрицательности.

Алюминий, галлий, бериллий, германий, олово, свинец и сурьма проявляют уже амфотерные (т. е. металлические и неметаллические) свойства. Подобное поведение характерно и для большинства элементов Б-групп Периодической системы.

По физическим свойствам все металлы — твердые вещества (кроме ртути, которая при обычных условиях жидкая), они отличаются от неметаллов особым видом связи (*металлическая связь*). Валентные электроны слабо связаны с конкретным атомом, и внутри каждого металла существует так называемый *электронный газ*. Поэтому все металлы обладают высокой электрической проводимостью (т. е. они проводники в отличие от неметаллов-диэлектриков), особенно медь, серебро, золото, ртуть и алюминий; высока и теплопроводность металлов. Отличительным свойством многих металлов является их пластичность (ковкость), вследствие чего они могут быть прокатаны в тонкие листы (фольгу) и вытянуты в проволоку (олово, алюминий и др.), однако встречаются и достаточно хрупкие металлы (цинк, сурьма, висмут).

В промышленности часто используют не чистые металлы, а их смеси, называемые *сплавами*. В сплаве свойства одного компонента обычно удачно дополняют свойства другого. Так, медь обладает невысокой твердостью и малопригодна для изготовления деталей машин, сплавы же меди с цинком, называемые *латунью*, являются уже достаточно твердыми и широко используются в машиностроении. Алюминий обладает хорошей пластичностью и достаточной легкостью (малой плотностью), но слишком мягок. На его основе готовят сплав *дюралюмин* (*дюраль*), содержащий медь, магний и марганец. Дюралюмин, не теряя свойств своего алюминия, приобретает высокую твердость и поэтому используется в авиационной технике. Сплавы железа с углеродом (и добавками других металлов) — это известные *чугун* и *сталь*.

По химическим свойствам металлы в свободном виде являются восстановителями. Однако реакционная способность некоторых металлов невелика из-за того, что они покрыты поверхностной *оксидной пленкой*, очень прочной и устойчивой к действию таких химических реактивов, как вода, растворы кислот и щелочей. Например, свинец всегда покрыт оксидной пленкой и для его перевода в раствор требуется не только воздействие реактива (например, разбавленной азотной кислоты), но и нагревание. Оксидная пленка на алюминии препятствует его реакции с водой, но под действием кислот и щелочей разрушается. Рыхлая оксидная пленка, образующаяся на поверхности железа во влажном воздухе, — *ржавчина* не мешает окислению железа.

Под действием концентрированных кислот-окислителей на некоторых металлах также образуется устойчивая оксидная пленка. Это явление называется *пассивацией*. Так, в концентрированной серной кислоте пассивируются (и не реагируют с ней) такие металлы, как Be, Bi, Co, Fe, Mg и Nb, а в концентрированной азотной кислоте — металлы Al, Be, Bi, Co, Cr, Fe, Nb, Ni, Pb, Th и U.

При взаимодействии с окислителями в кислых растворах большинство металлов переходит в катионы, заряд которых различен и определяется устойчивой степенью окисления данного элемента в соединениях (Na^+, Ca^{2+}, Al^{3+}, Fe^{2+} и Fe^{3+}). Восстановительная активность металлов в кислом растворе передается *электрохимическим рядом напряжений*:

$$\mathrm{Li—Ca—Na—Mg—Al—Cr—Zn—Fe—Pb—\boxed{H}—Cu—Hg—Ag—Au}$$

(более подробный ряд см. в приложении 2).

Чем левее расположен металл в этом ряду, тем бо́льшими восстановительными свойствами он обладает, т. е. легче окисляется и переходит в виде катиона в раствор, но зато труднее восстанавливается из катиона в свободное состояние.

Так, в водном растворе протекают следующие реакции:

а) $Fe + CuSO_4 = FeSO_4 + Cu\downarrow$

$Fe^0 + Cu^{2+} = Fe^{2+} + Cu^0$

б) $Zn + Cd(NO_3)_2 = Zn(NO_3)_2 + Cd\downarrow$

$Zn^0 + Cd^{2+} = Zn^{2+} + Cd^0$

а реакции между, например, Cu и $CrCl_3$ или Sn и $MnSO_4$ не протекают. Иными словами, из раствора соли некоторого металла он может быть вытеснен другими металлами, стоящими левее его в ряду напряжений.

В ряд напряжений помещен один неметалл — водород, поскольку это позволяет определить, будет ли данный металл реагировать с *кислотами-неокислителями* в водном растворе (точнее — окисляться катионами водорода H^+). Например, цинк реагирует с хлороводородной кислотой:

$$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2\uparrow, \qquad Zn^0 + 2H^+ = Zn^{2+} + H_2^0$$

так как в ряду напряжений он стоит левее (до) водорода. Напротив, серебро не переводится в раствор хлороводородной кислотой, поскольку оно стоит в ряду напряжений правее (после) водорода. Аналогично ведут себя металлы в разбавленной серной кислоте. Металлы, стоящие в ряду напряжений после водорода, называют *благородными* (Ag, Pt, Au и др.).

Следует обратить внимание на то, что взаимодействие металлов с *кислотами-окислителями* (такими, как азотная кислота, в которой металлом восстанавливается не ион H^+, а атом N^V, точнее — анион NO_3^-) не подчиняется ряду напряжений (N в нем отсутствует). Эти реакции зависят от силы восстановителя и окислителя (у последнего сила больше, чем у иона H^+). Например, азотная кислота окисляет не только металлы, стоящие до водорода, но и медь, серебро, ртуть:

$$Ag + 2HNO_3(\text{конц.}) = AgNO_3 + NO_2\uparrow + H_2O$$

На окисление золота и платины у азотной кислоты «силы не хватает», эти металлы переводятся в раствор более сильным окислителем — *царской водкой* (смесь азотной и хлороводородной кислот).

Нежелательным химическим свойством металлов является их *электрохимическая коррозия*, т. е. активное разрушение (окисление) металла при контакте с водой и под воздействием растворенного в ней кислорода (*кислородная коррозия*). Например, широко известна коррозия железных изделий в воде. Железо при этом окисляется до катионов Fe^{2+}:

$$Fe^0 - 2e^- = Fe^{2+}$$

а кислород восстанавливается до ионов OH^-:

$$O_2^0 + 2H_2O + 4e^- = 4OH^- \ (pH \geqslant 7)$$

Далее в растворе между ними протекают химические реакции, приводящие к образованию твердых рыхлых гидроксидов и оксидов железа (ржавчина), и железо рассыпается в порошок (подробнее см. в разделе 20).

Аналогично протекает коррозия железа в кислотной среде, например в воде, содержащей растворенные газы CO_2 и SO_2 (*водородная коррозия*):

$$Fe^0 - 2e^- = Fe^{2+}, \qquad 2H^+ + 2e^- = H_2^0 \ (pH < 7)$$

Особенно коррозионно-опасным может быть место контакта двух разнородных металлов — *контактная коррозия*. Между одним металлом, например Fe, и другим металлом, например Sn или Cu, помещенными в воду, возникает гальваническая пара. Поток электронов идет от более активного металла, стоящего левее в ряду напряжений (Fe), к менее активному металлу (Sn, Cu), и более активный металл разрушается (корродирует).

Именно из-за этого ржавеет луженая поверхность консервных банок (железо, покрытое оловом) при хранении во влажной атмосфере и небрежном обращении с ними (железо быстро разрушается после появления хотя бы небольшой царапины, допускающей контакт железа с влагой). Напротив, оцинкованная поверхность железного ведра долго не ржавеет, поскольку даже при наличии царапин корродирует не железо, а цинк (более активный металл, чем железо).

Сопротивление коррозии для данного металла возрастает при его покрытии более активным металлом или при их сплавлении; так, покрытие железа хромом или изготовление сплавов железа с хромом устраняет коррозию железа. Хромированное железо и стали, содержащие хром (*нержавеющие стали*), имеют высокую коррозионную стойкость.

Общие способы получения металлов:

— *электрометаллургия*, т. е. получение металлов электролизом расплавов (для наиболее активных металлов) или растворов их солей;

— *пирометаллургия*, т. е. восстановление металлов из их руд при высокой температуре (например, получение железа с помощью доменного процесса);

— *гидрометаллургия*, т. е. выделение металлов из растворов их солей более активными металлами (например, получение меди из раствора $CuSO_4$ вытеснением цинком, железом или алюминием).

В природе металлы встречаются иногда в свободном виде, например самородные ртуть, серебро и золото, а чаще — в виде соединений (металлических руд). Самые активные металлы, конечно, присутствуют в земной коре только в связанном виде.

Вопросы и упражнения

1. Расположите в ряд по возрастанию числа валентных электронов металлические элементы

Sr, Cr, Rb, Mn, Ga, Os, Sn, V, Ti.

2. Даны образцы металлов:

свинец —медь —ртуть — натрий — золото — серебро — вольфрам

Определите эти металлы по физическим характеристикам:

а) очень мягкий (режется ножом);
б) окрашен в желтый цвет;
в) имеет матовую поверхность;
г) обладает наибольшей тугоплавкостью;
д) жидкий при комнатной температуре;
е) окрашен в красный цвет;
ж) отличается металлическим блеском и высокой электрической проводимостью.

3. Сравните электронные конфигурации атомов марганца и хлора. Объясните их различие и причину нескольких степеней окисления у обоих элементов.

4. В водном растворе одновременно находятся пары катионов:

а) Zn^{2+}, Mg^{2+}; б) Mn^{2+}, K^+; в) Cu^{2+}, Al^{3+}.

Предложите способы их разделения (используйте свойства, описанные в разделах 8—10). Составьте уравнения реакций.

5. Составьте уравнения реакций при нагревании (в ответе — сумма коэффициентов):

а) $Cu_2O + Al =$
б) $CuO + NH_3 = N_2 + ...$
в) $AgNO_3 + C = N_2 + ...$
г) $NH_4NO_3 + C = N_2 + ...$
д) $Au_2O_3 + CO = Au + ...$
е) $Cu(NO_3)_2 =$
ж) $Ag_2S + O_2 = Ag + ...$
з) $SnS_2 + O_2 = SnO_2 + ...$
и) $Zn + KOH + KNO_3 =$
$= K_2ZnO_2 + NH_3 + ...$

6. Укажите металлы, которые будут вытеснять водород из кислот-неокислителей:

свинец — магний — хром — ртуть — марганец — кадмий — платина — олово — серебро — железо — золото — никель

7. Составьте уравнения реакций между Mg, Al, Mn, Fe, Cd и хлороводородной кислотой. Укажите, будут ли протекать подобные реакции, если указанную кислоту заменить на кислоты:

а) бромоводородную;
б) иодоводородную;
в) хлорную;
г) серную (разб.);
д) серную (конц.);
е) азотную (разб.).

8. Даны сплавы:

а) *алюмель* (никель + алюминий + марганец + железо);
б) *баббит* (олово + свинец + медь);
в) *бронза* (медь + олово + алюминий + свинец + хром);
г) *мельхиор* (медь + никель + железо + марганец);
д) *нихром* (никель + хром + алюминий);
е) *хромель* (никель + хром + кобальт).

Полностью ли перейдут в раствор эти сплавы при обработке разбавленной серной кислотой?

9. Даны смеси гранул металлов:

а) марганец + железо + алюминий + олово;
б) бериллий + магний + барий + цинк;
в) железо + медь + никель + хром;
г) олово + алюминий + бериллий + хром;
д) висмут + свинец + олово + кадмий.

Укажите, прореагирует ли какая-либо из смесей полностью с концентрированными серной и азотной кислотами (по отдельности).

10. Установите (устно), какой из металлов каждой пары вытесняет при одинаковых условиях больший объем водорода (количества взятых металлов одинаковы):

а) цинк или алюминий — из хлороводородной кислоты;
б) кальций или натрий — из воды.

11. Железная пластинка, опущенная в раствор сульфата меди(II), покрывается слоем меди. Установите (устно):

а) какое количество меди вытеснится, если в раствор переходит 0,1 моль железа;
б) увеличится или уменьшится масса пластинки после окончания опыта.

12. Определите, в каком примере пластинка металла-реагента окажется покрытой другим металлом, взятым в виде раствора соли:

а) $Zn + Pb(NO_3)_2 =$
б) $Cu + Hg(NO_3)_2 =$
в) $Ni + MgCl_2 =$
г) $Co + MnSO_4 =$
д) $Pb + CrCl_3 =$
е) $Cu + AgNO_3 =$

13. Установите, для каких систем будет наблюдаться привес у пластинки металла-реагента после окончания опыта (в растворе):

а) $Zn + CoCl_2 =$
б) $Cr + Pb(NO_3)_2 =$
в) $Mg + NiCl_2 =$
г) $Sn + Cu(NO_3)_2 =$

14. Пластинка марганца находится в воде и контактирует с пластинкой меди. Сохранятся ли оба металла в неизменном виде?

15. Поясните процессы контактной коррозии, если:

а) железо покрыто хромом;
б) железо покрыто никелем;
в) алюминий покрыт магнием;
г) цинк покрыт бериллием.

16. Составьте уравнения реакций (в ответе — сумма коэффициентов):

а) $CuCl_2 + Cu = CuCl\downarrow$
б) $CuO + HBr$(разб.) $=$
в) $Sn(NO_3)_2 + Al =$
г) $Cu + Hg(NO_3)_2 =$
д) $Fe_2(SO_4)_3 + Cu = FeSO_4 + ...$
е) $Ag + HNO_3$(разб.) $=$
ж) $MnO_2 + HCl$(конц.) $=$
з) $CuCl_2 + KI = CuI\downarrow + ...$

17. Укажите распространенные реактивы, которыми можно перевести в раствор:

а) *монетный сплав* (медь + никель);
б) *ювелирный сплав* (медь + серебро + золото);
в) *латунь* (медь + цинк);
г) *чугун* (железо + графит);
д) *феррохром* (железо + хром).

18. Составьте уравнения гидролиза солей:

сульфат марганца(II)	нитрат железа(III)
бромид аммония	карбонат цезия
нитрит калия	сульфат диаммония-цинка(II)
ацетат натрия	ортофосфат рубидия

19. Проводят реакции в растворе:

а) $Zn + HCl$(разб.) =
б) $Zn + H_2SO_4$(конц.) =
в) $Zn + HNO_3$(разб., хол.) =
г) $Zn + HNO_3$(оч. разб.) =
д) $ZnSO_4 + BaS =$
е) $Zn + OH^- + H_2O =$
ж) $Zn + H^+ + MnO_4^- =$
з) $Zn + H_2O + MnO_4^- =$
и) $Zn + HCl + KNO_3 =$
к) $Zn + OH^-$(конц., гор.) + $+ H_2O + NO_3^- =$

В каких реакциях будет наблюдаться выделение газа? Ответ подтвердите составлением уравнений реакций (в ответе — сумма коэффициентов).

20. Составьте уравнения реакций в цепочках превращений:

а) $Cu \longrightarrow CuO \longrightarrow Cu \longrightarrow Cu(NO_3)_2$ ↗ $Cu(OH)_2 \longrightarrow CuS$; ↘ $CuO \longrightarrow CuSO_4$; $Cu(OH)_2$ ↓ CuO

б) $Zn \longrightarrow ZnO \longrightarrow ZnI_2 \longrightarrow Zn \longrightarrow Zn(NO_3)_2 \longrightarrow ZnO$
$\longrightarrow [Zn(OH)_4]^{2-} \longrightarrow Zn(OH)_2$ ↑

Ответы

2. а) Na; б) Au; в) Pb; г) W; д) Hg; е) Cu; ж) Ag. **5.** а) 12 (продукты Cu, Al_2O_3); б) 12 (образуются Cu, H_2O); в) 11 (образуются Ag, CO_2); г) 10 (образуются CO_2, H_2O); д) 9 (образуется CO_2); е) 9 (продукты CuO, NO_2, O_2); ж) 5 (образуется SO_2); з) 7 (образуется SO_2); и) 19 (образуется H_2O). **6.** Металлы Pb, Mg, Cr, Mn, Cd, Sn, Fe, Ni. **10.** а) Al; б) Ca. **11.** а) 0,1 моль

Cu; б) увеличится [M(Fe) < M(Cu)]. **12.** В примерах (а, б, е). **13.** Для систем (б), (в). **14.** Сохранится только медь (марганец корродирует). **16.** а) 4; б) 5 (продукты $CuBr_2$, H_2O); в) 10 (продукты Sn, $Al(NO_3)_3$); г) 4 (продукты $Cu(NO_3)_2$, Hg); д) 5 (образуется $CuSO_4$); е) 13 (продукты $AgNO_3$, NO, H_2O); ж) 9 (продукты $MnCl_2$, Cl_2, H_2O); з) 13 (образуются I_2, KCl). **19.** Выделение газа в реакциях (а—в, е, к); а) 5 (продукты $ZnCl_2$, $H_2\uparrow$); б) 18 (продукты $ZnSO_4$, $H_2S\uparrow$, H_2O); в) 20 (продукты $Zn(NO_3)_2$, $NO\uparrow$, H_2O); г) 22 (продукты $Zn(NO_3)_2$, NH_4NO_3, H_2O); д) 4 (продукты $ZnS\downarrow$, $BaSO_4\downarrow$); е) 7 (продукты $[Zn(OH)_4]^{2-}$, $H_2\uparrow$); ж) 38 (продукты Zn^{2+}, Mn^{2+}, H_2O); з) 16 (продукты $Zn(OH)_2\downarrow$, $MnO_2\downarrow$, OH^-); и) 7 (продукты $ZnCl_2$, KNO_2, H_2O); к) 23 (продукты $[Zn(OH)_4]^{2-}$, $NH_3\uparrow$).

17. ЩЕЛОЧНЫЕ МЕТАЛЛЫ. НАТРИЙ. КАЛИЙ

Щелочные металлы — элементы IA-группы Периодической системы. Электронная формула, характерная степень окисления, металлические свойства. Простые вещества и их восстановительная способность. Взаимодействие с кислородом. Пероксиды и надпероксиды, окислительные свойства.

Оксиды и гидроксиды щелочных металлов, оснóвные свойства. Соли щелочных металлов, их растворимость в воде. Окраска пламени. Бинарные соединения щелочных металлов — нитриды, карбиды, гидриды. Распространение в природе и применение щелочных металлов и их соединений. Франций.

Натрий. Физико-химические свойства. Взаимодействие с водой, кислородом, хлором. Получение натрия в промышленности. Важнейшие соединения натрия — хлорид, гидроксид, карбонат. Получение в промышленности и применение.

Калий. Физико-химические свойства. Взаимодействие с водой, кислородом. Получение калия в промышленности. Важнейшие соединения калия — гидроксид, нитрат, карбонат. Получение в промышленности и применение. Калийные удобрения.

ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ЩЕЛОЧНЫХ МЕТАЛЛОВ

Элементы *литий* Li, *натрий* Na, *калий* K, *рубидий* Rb, *цезий* Cs и *франций* Fr составляют IA-группу Периодической системы. Групповое название этих элементов — *щелочные металлы*.

На валентном уровне атомов щелочных металлов содержится по одному электрону (ns^1). В соединениях эти металлы проявляют единственную степень окисления (+I). Электроотрицательность щелочных металлов очень низка, а цезий и франций — самые электроположительные элементы ($\chi = 0{,}86$). Это обусловливает существование их в виде однозарядных катионов, образующих с большинством известных анионов соответствующие соли или солеобразные бинарные соединения.

По химическим свойствам элементы IA-группы являются типичными металлами; кристаллы их солей и бинарных соединений — ионные, щелочные металлы в свободном виде проявляют высокую восстановительную способность (в том числе и в водном растворе, см. приложение 2), их оксиды и гидроксиды имеют сильнощелочной характер. Получение щелочных металлов возможно только путем электролиза расплава их галогенидов или гидроксидов.

При сгорании на воздухе щелочные металлы образуют различные соединения с увеличивающимся содержанием кислорода от Li к Cs:

литий — оксид Li_2O

натрий — пероксид Na_2O_2

калий, рубидий, цезий — надпероксиды KO_2, RbO_2, CsO_2

На холоду у всех элементов IA-группы образуются оксиды M_2O (M = Li — Cs).

Оксиды M_2O являются типичными осно́вными оксидами. При взаимодействии с водой ($M_2O + H_2O = 2MOH$) они образуют осно́вные *гидроксиды* MOH, которые хорошо растворимы в воде, полностью диссоциированы в водном растворе и создают сильнощелочную среду ($MOH = M^+ + OH^-$). Их часто называют *щелочами*.

В узлах ионных кристаллических решеток *пероксидов* щелочных металлов M_2O_2 находятся пероксид-ионы O_2^{2-} (или $^-O—O^-$), а в узлах решеток *надпероксидов* MO_2 — надпероксид-ионы O_2^- (или $O—O^-$). Кроме того, для K, Rb и Cs получены *озониды* MO_3, содержащие озонид-ионы O_3^- (или $O—O—O^-$). Пероксиды, надпероксиды и озониды легко разлагаются водой и являются очень сильными окислителями за счет избыточного кислорода, например:

а) $Na_2O_2 + 2H_2O(\text{хол.}) = H_2O_2 + 2NaOH$

$2N_2O_2 + 2H_2O(\text{гор.}) = O_2\uparrow + 4NaOH$

$Na_2O_2 + CO = Na_2CO_3$

$Na_2O_2 + 2H_2SO_4 + 2NaI = I_2\downarrow + 2H_2O + 2Na_2SO_4$

б) $4KO_2 + 2H_2O = 3O_2\uparrow + 4KOH$

$2KO_2 + S = K_2SO_4$

$2KO_2 + 2NH_3 = 2KOH + N_2 + 2H_2O$

в) $4CsO_3 + 2H_2O = 4CsOH + 5O_2\uparrow$

$2CsO_3 + 4HCl = 2CsCl + Cl_2\uparrow + 2O_2\uparrow + 2H_2O$

Соли щелочных металлов, за редким исключением (LiF, Li_2CO_3, Li_3PO_4, $CsClO_4$), хорошо растворимы в воде; гидролиз по катиону отсутствует, среда в растворах таких солей, как LiCl, $RbNO_3$ и Cs_2SO_4, нейтральная. Катионы щелочных металлов окрашивают пламя газовой горелки в различные цвета:

Li^+	Na^+	K^+, Rb^+, Cs^+
темно-красный	желтый	сине-фиолетовый

Соли щелочных металлов используют в пиротехнических составах для фейерверков.

Щелочные металлы образуют много бинарных соединений, самыми известными из которых являются *нитриды* M_3N, *карбиды* (*ацетилениды*) M_2C_2 и *гидриды* MH. Все они энергично разлагаются водой:

$$Li_3N + 3H_2O = 3LiOH + NH_3\uparrow$$
$$Na_2C_2 + 2H_2O = 2NaOH + C_2H_2\uparrow$$
$$KH + H_2O = KOH + H_2\uparrow$$

Натрий и калий широко распространены в природе, а литий, рубидий и цезий — редкие элементы. Литий содержится в нескольких силикатных минералах, а рубидий и цезий — спутники калия в соляных пластах, минералах и в воде минеральных источников. Франций — радиоактивный элемент, его наиболее долгоживущий изотоп ^{223}Fr имеет период полураспада 22 мин, в природе образуется при распаде ядер актиния. Литий и его гидроксид LiOH применяют в щелочных источниках тока.

НАТРИЙ

В свободном виде натрий — серебристо-белый металл, очень легкий ($d = 0{,}97$) и мягкий (режется ножом), легкоплавкий ($t_{пл} = 97{,}8$ °С). На воздухе поверхность металла покрывается слоем $NaOH$ и теряет блеск. Хранят натрий под слоем керосина или бензина.

Очень бурно и с большим *экзо*-эффектом натрий реагирует с водой:

$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow + 368 \text{ кДж}$$

От теплоты реакции кусочки натрия расплавляются в шарики, которые начинают беспорядочно двигаться из-за выделения H_2; реакция сопровождается резкими щелчками вследствие взрывов гремучего газа ($H_2 + O_2$). Раствор окрашивается фенолфталеином в малиновый цвет (щелочная среда).

При нагревании на воздухе и в атмосфере хлора натрий образует пероксид Na_2O_2 и хлорид $NaCl$. Со ртутью натрий образует жидкий сплав — ***амальгаму*** (до 0,2% Na). Натрий в виде пара используют как наполнитель газоразрядных ламп наружного освещения (желтый свет). Пероксид натрия Na_2O_2 применяют для регенерации кислорода в изолирующих дыхательных приборах:

$$2Na_2O_2 + 2CO_2 = 2Na_2CO_3 + O_2$$

Но наиболее широкое применение имеют соединения натрия — гидроксид $NaOH$, хлорид $NaCl$ и карбонат Na_2CO_3.

Хлорид натрия $NaCl$ (в быту — ***поваренная соль***) представляет собой белые кристаллы с $t_{пл} = 801$ °С. Одинаково умеренно растворяется в холодной и горячей воде, раствор имеет характерный (соленый) вкус. В лаборатории используется для получения хлороводорода HCl, в промышленности — для получения Na и Cl_2 (электролиз расплава), H_2, Cl_2 и $NaOH$ (электролиз раствора), Na_2CO_3 (аммиачный способ) и многих других соединений натрия. В природе $NaCl$ содержится в соляных пластах (минерал галит), рассолах и морской воде (≈ 2,7%).

Гидроксид натрия $NaOH$ (техническое название ***едкий натр***) — белые кристаллы с $t_{пл} = 322$ °С; он легко поглощает влагу и углекислый газ из воздуха (образуется $NaHCO_3$). Хорошо растворяется в воде с высоким *экзо*-эффектом; раствор $NaOH$ разъедает стекло (образуется Na_2SiO_3), корродирует поверхность алюминия (образуются $Na[Al(OH)_4]$ и H_2).

Важнейший промышленный способ получения $NaOH$ — электролиз раствора $NaCl$, при этом одновременно получают H_2 (на инертном катоде) и Cl_2 (на аноде). Но чаще используется амальгамный (ртутный) способ; на ртутном катоде вместо катионов водорода разряжаются катионы натрия, чему способствует образование амальгамы:

$$2NaCl(\text{раствор}) \xrightarrow{\text{электролиз}} \underset{\text{амальгама}}{2Na(Hg\text{-катод})} + Cl_2\uparrow(\text{анод})$$

Далее амальгаму обрабатывают водой и получают $NaOH$ (освобождающуюся ртуть возвращают в электролизер).

Гидроксид натрия — важнейшее сырье химической промышленности, он используется для получения натриевых солей ($NaNO_3$, $NaNO_2$, Na_2SO_3, $NaClO$, Na_2SiO_3 и др.), целлюлозы, мыла, красителей, извлечения и очистки олова и цинка, для переработки алюминиевых руд (бокситов).

Карбонат натрия Na_2CO_3 (техническое название — ***кальцинированная сода***) и его кристаллогидрат $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ (***кристаллическая сода***) — белые кристаллы, хорошо растворимые в воде. Вследствие гидролиза по аниону раствор сильнощелочной (мылкий на ощупь).

Для синтеза Na_2CO_3 используют аммиачный способ; через насыщенный раствор $NaCl$ пропускают эквимолярные количества NH_3 и CO_2, т. е. как бы вводят гидрокарбонат аммония NH_4HCO_3:

$$NaCl + \underbrace{NH_3 + H_2O + CO_2}_{NH_4HCO_3} = NH_4Cl + NaHCO_3\downarrow$$

Выпадает осадок малорастворимой в этих условиях соли гидрокарбонат натрия $NaHCO_3$ (в быту — ***питьевая сода***). Его подвергают термическому обезвоживанию (***кальцинирование***) и получают соду:

$$2NaHCO_3 = Na_2CO_3 + H_2O + CO_2$$

Углекислый газ, а также аммиак, выделенный из маточного раствора NH_4Cl по реакции

$$2NH_4Cl + Ca(OH)_2 = CaCl_2 + 2H_2O + 2NH_3\uparrow$$

возвращают в производственный цикл.

Карбонат натрия — сырье для синтеза других соединений натрия, нерастворимых в воде карбонатов, производства стекла, мыла и других моющих средств, эмалей, реактив для устранения жёсткости воды.

Натрий — пятый по химической распространенности элемент в земной коре, где он находится только в виде солей. Входит в состав многочисленных минералов, соляных пластов каменной соли (NaCl), живых организмов, содержится в морской воде (до 10,6 г ионов Na^+ в 1 л).

КАЛИЙ

По внешнему виду и свойствам калий похож на натрий, но более реакционноспособный. Энергично реагирует с водой и вызывает возгорание водорода. На воздухе сгорает, образуя оранжевый надпероксид KO_2. При комнатной температуре реагирует с галогенами, при умеренном нагревании — с водородом, серой. Во влажном воздухе быстро покрывается слоем KOH. Хранят калий под слоем бензина или керосина.

Наибольшее практическое применение находят соединения калия — гидроксид KOH, нитрат KNO_3 и карбонат K_2CO_3.

Гидроксид калия KOH (техническое название — *едкое кали*) — белые кристаллы, расплывающиеся во влажном воздухе и поглощающие углекислый газ (образуются K_2CO_3 и $KHCO_3$). Очень хорошо растворяется в воде с высоким *экзо*-эффектом. Водный раствор — сильнощелочной.

Производят гидроксид калия электролизом раствора KCl (аналогично производству NaOH). Исходный хлорид калия KCl получают из природного сырья (минералы *сильвин* KCl и *карналлит* $KMgCl_3 \cdot 6H_2O$). Используют KOH для синтеза различных солей калия, жидкого мыла, красителей, как электролит в аккумуляторах.

Нитрат калия KNO_3 (минерал *калийная селитра*) — белые кристаллы, очень горькие на вкус, низкоплавкие

($t_{пл}$ = 339 °C). Хорошо растворим в воде (гидролиз отсутствует). При нагревании выше температуры плавления разлагается на *нитрит калия* KNO_2 и кислород O_2, проявляет сильные окислительные свойства. Сера и древесный уголь загораются при контакте с расплавом KNO_3, а смесь C + S взрывается (сгорание «черного пороха»):

$$2KNO_3 + 3C(\text{уголь}) + S = N_2 + 3CO_2 + K_2S$$

Нитрат калия используется в производстве стекла и минеральных удобрений.

Карбонат калия K_2CO_3 (техническое название — *поташ*) — белый гигроскопичный порошок. Очень хорошо растворяется в воде, сильно гидролизуется по аниону и создает щелочную среду в растворе. Используется в изготовлении стекла и мыла.

Получение K_2CO_3 основано на реакциях:

$$K_2SO_4 + Ca(OH)_2 + 2CO = 2K(HCOO) + CaSO_4$$

$$2K(HCOO) + O_2 = K_2CO_3 + H_2O + CO_2$$

Сульфат калия из природного сырья (минералы *каинит* $KMg(SO_4)Cl \cdot 3H_2O$ и *шёнит* $K_2Mg(SO_4)_2 \cdot 6H_2O$) нагревают с гашёной известью $Ca(OH)_2$ в атмосфере CO (под давлением 15 атм), получают формиат калия K(HCOO), который прокаливают в токе воздуха.

Калий жизненно важный элемент для растений и животных. *Калийные удобрения* — это соли калия, как природные, так и продукты их переработки (KCl, K_2SO_4, KNO_3); высоко содержание солей калия в золе растений.

Калий — девятый по химической распространенности элемент в земной коре. Содержится только в связанном виде в минералах, морской воде (до 0,38 г ионов K^+ в 1 л), растениях и живых организмах (внутри клеток). В организме человека имеется ≈ 175 г калия, суточная потребность достигает ≈ 4 г. Радиоактивный изотоп ^{40}K (примесь к преобладающему стабильному изотопу ^{39}K) распадается очень медленно (период полураспада $1 \cdot 10^9$ лет), он, наряду с изотопами ^{238}U и ^{232}Th, вносит большой вклад в геотермический запас нашей планеты (внутренняя теплота земных недр).

Вопросы и упражнения

1. Изобразите электронные конфигурации атома Rb и иона Rb^+. Нейтральному атому какого элемента отвечает конфигурация иона Rb^+?

2. Составьте названия следующих веществ: Li_3PO_4, $RbClO_4$, $CsClO_3$, $NaHSO_4$, Na_2S, K_2O_2, NaO_2, RbO_3.

3. Напишите формулы следующих веществ:

надпероксид цезия	гидроортофосфат цезия
гидросульфид лития	ацетиленид лития
нитрид рубидия	гидрокарбонат рубидия

4. Составьте уравнения термических реакций:

$Li + O_2 =$	$Rb + Cl_2 =$	$Na + S =$
$Na + O_2 =$	$Cs + I_2 =$	$Na + N_2 =$
$K + O_2 =$	$K + H_2 =$	$KHCO_3 =$

5. Как изменяется pH среды при обработке натрия водой и разбавленной бромоводородной кислотой?

6. Составьте уравнения реакций в водном растворе:

$Rb_2O + H_2O =$	$CsCl + H_2SO_4$(конц.) = (2 реакции)
$NaOH + SiO_2 =$	$RbOH + CO_2$ = (2 реакции)
$NaCl + K_3PO_4 =$	$LiNO_3 + ... = Li_2CO_3\downarrow + ...$

7. Через раствор гидроксида калия пропускают газы: диоксид серы, сероводород, иодоводород, хлор. Составьте уравнения возможных реакций.

8. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций (в ответе — сумма коэффициентов):

а) $Na + H_2O$(влага) $+ O_2 =$	ж) $KO_2 + NO_2 = KNO_3 + O_2$
б) $K_2O_2 + CO =$	з) $RbO_2 + S =$
в) $K_2O_2 + CO_2 =$	и) $CsO_2 + NH_3 =$
г) $Na_2O_2 + H_2SO_4 = O_2 + ...$	к) $KNO_3 + S =$
д) $K_2O_2 + H_2SO_4 + KI =$	л) KNO_3 + C(уголь) =
е) $Na_2O_2 + H_2SO_4 + FeSO_4 =$	м) $Al + H_2O + NaOH =$

9. Укажите тип среды в растворах солей:

$$Cs_2CO_3,\ KNO_2,\ RbF,\ Li_2S,\ K_2SO_3$$

10. К соединениям Na_3N, Li_2C_2 и RbH (по отдельности) добавляют воду. Составьте уравнения реакций.

11. Проводят электролиз расплавов (по отдельности):

KCl, LiOH, LiH, смесь KF + KCl

Составьте уравнения, объясните образование продуктов.

12. Составьте уравнения электролиза каждого из растворов:

KCl, Rb_2SO_4, KF, LiOH, смесь NaOH + NaCl

Мотивируйте образование продуктов.

Ответы

5. При обработке водой pH > 7, кислотой pH → 7. 8. а) 11 (продукт NaOH); б) 3 (продукт K_2CO_3); в) 7 (продукты K_2CO_3, O_2); г) 9 (образуются Na_2SO_4, H_2O); д) 10 (продукты I_2, K_2SO_4, H_2O); е) 9 (продукты $Fe_2(SO_4)_3$, Na_2SO_4, H_2O); ж) 7; з) 4 (продукт Rb_2SO_4); и) 9 (продукты CsOH, N_2, H_2O); к) 6 (продукты KNO_2, SO_2); л) 6 (продукты KNO_2, CO_2); м) 15 (продукты $Na[Al(OH)_4]$, H_2).

18. ЭЛЕМЕНТЫ IIA-ГРУППЫ. ЩЕЛОЧНОЗЕМЕЛЬНЫЕ МЕТАЛЛЫ. КАЛЬЦИЙ

Элементы IIA-группы. Общая электронная конфигурация, электроотрицательность элементов, характерная степень окисления. Простые вещества, их восстановительные свойства. Взаимодействие с кислородом, водородом, азотом, галогенами, серой, водой. Распространение в природе и применение.

Оксиды и гидроксиды магния и щелочноземельных металлов. Их оснóвные свойства. Соли этих элементов, термическое разложение, растворимость в воде. Окраска пламени. Амфотерность бериллия, его оксида и гидроксида. Гидролиз солей бериллия и магния.

Кальций. Физико-химические свойства. Сгорание на воздухе. Оксид и гидроксид кальция, гашение извести. Взаимодействие гидроксида кальция с диоксидом углерода в растворе. Соли кальция — карбонат и сульфат. Нахождение в природе и применение.

Жесткость воды. Временная и постоянная жесткость. Способы умягчения воды.

ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ЭЛЕМЕНТОВ IIA-ГРУППЫ

В эту группу Периодической системы входят элементы *бериллий* Be, *магний* Mg, *кальций* Ca, *стронций* Sr, *барий* Ba и *радий* Ra. Четыре элемента Ca, Sr, Ba, Ra имеют групповое название *щелочноземельные металлы*.

На валентном уровне элементов IIA-группы два электрона (общая электронная конфигурация ns^2), характерная степень окисления — (+II). Электроотрицательность элементов в этой группе различна; она довольно высока для Be (χ = 1,47), что обусловливает его амфотерное поведение, и типично металлическая у остальных элементов.

Все элементы в свободном виде менее реакционноспособны по сравнению со щелочными металлами; химическая активность увеличивается с ростом порядкового номера. Так, бериллий и магний устойчивы по отношению к воде, тогда как щелочноземельные металлы реагируют с ней, образуя соответствующие *гидроксиды*:

$$M + 2H_2O = M(OH)_2 + H_2\uparrow \qquad (M = Ca—RA)$$

От Be к Ra наблюдается увеличение восстановительных свойств.

Все металлы обладают большим сродством к неметаллам; с кислородом они образуют *оксиды* MO (M = Be—Ra), с водородом — *гидриды* MH_2, с азотом — *нитриды* M_3N_2, с галогенами — *галогениды*, например хлориды MCl_2, с углеродом — *карбиды* (ацетилениды) MC_2, с серой — *сульфиды* MS и т. д.

Оксиды MO и *гидроксиды* $M(OH)_2$ элементов IIA-группы (кроме бериллия) проявляют оснóвные свойства; растворимость в воде гидроксидов $Sr(OH)_2$ и $Ba(OH)_2$ достаточно велика, и их относят к щелочам.

Соли (карбонаты MCO_3, сульфиты MSO_3, сульфаты MSO_4 и др.) легче и при более низких температурах, чем соли щелочных металлов, разлагаются на соответствующие оксиды; сравните, например, температуры разложения карбонатов:

Карбонат	Na_2CO_3	K_2CO_3	$MgCO_3$	$CaCO_3$
$t_{разл}$, °C	1000	1200	500	900

Растворимость в воде солей элементов IIA-группы различна: хорошо растворимые соли — хлориды, бромиды, иодиды, сульфиды (Ca—Ra), нитраты, нитриты (Mg—Ra), малорастворимые и практически нерастворимые соли — фториды (Mg—Ra), сульфаты (Ca—Ra), ортофосфаты, карбонаты, силикаты.

Растворимые в воде соли щелочноземельных металлов (и магния) гидролизу по катиону не подвергаются. Катионы этих металлов окрашивают пламя газовой горелки в различные цвета:

Ca^{2+}	Sr^{2+}	Ba^{2+}
темно-оранжевый	темно-красный	светло-зеленый

поэтому хлориды MCl_2, нитраты $M(NO_3)_2$ и др. используют в пиротехнических составах для фейерверков.

Гидролиз солей бериллия протекает в такой высокой степени, что нередко образуется осадок малорастворимых оснóвных солей, например:

$$Be(NO_3)_2 + H_2O = Be(NO_3)OH\downarrow + HNO_3$$

поэтому для удержания катионов Be^{2+} в растворе приходится добавлять соответствующую сильную кислоту (в данном примере — азотную).

Оксид и гидроксид бериллия — типично амфотерные соединения:

а) $BeO + 2HCl = BeCl_2 + H_2O$

$BeO + 2NaOH \xrightarrow{250\ °C} Na_2BeO_2 + H_2O$

б) $Be(OH)_2 + H_2SO_4 = BeSO_4 + 2H_2O$

$Be(OH)_2 + 2NaOH = Na_2[Be(OH)_4]$

Для осаждения $Be(OH)_2$ никогда не применяют щелочь, а используют слабое основание — гидрат аммиака:

$$Be^{2+} + 2(NH_3 \cdot H_2O) = Be(OH)_2\downarrow + 2NH_4^+$$

Химические свойства бериллия сильно напоминают свойства алюминия: бериллий переводится в раствор и кислотами, и щелочами (амфотерность бериллия):

$$Be + 2H^+ = Be^{2+} + H_2\uparrow$$

$$Be + 2OH^- + 2H_2O = [Be(OH)_4]^{2-} + H_2\uparrow$$

Магний и кальций весьма распространенные элементы на Земле (магний — восьмой, кальций — шестой), а остальные элементы более редкие. Радий — радиоактивный элемент, самый долгоживущий изотоп радия ^{226}Ra имеет период полураспада 1600 лет; он всегда присутствует в рудах урана. По свойствам радий похож на барий, например соосаждается из водного раствора в виде сульфата $RaSO_4$ на практически нерастворимом сульфате бария $BaSO_4$.

Магний как легкий и коррозионно-стойкий металл используется в конструкционных сплавах для авиа- и автомобилестроения. В промышленности магний получают электролизом расплава $MgCl_2$, стронций и барий — прокаливанием SrO и BaO с алюминием. Очень опасен для человека радиоактивный изотоп ^{90}Sr (период полураспада 28 ч), он замещает в организме кальций и накапливается в костных тканях.

КАЛЬЦИЙ

В свободном виде кальций — серебристо-белый металл, во влажном воздухе покрывается слоем гидроксида с примесью карбоната. При нагревании на воздухе сгорает, образуя смесь CaO и Ca_3N_2. Интенсивно реагирует с водой:

$$Ca + 2H_2O = Ca(OH)_2\downarrow + H_2\uparrow$$

Образующийся прозрачный раствор гидроксида кальция (*известковая вода*) быстро мутнеет из-за выпадения осадка гидроксида (суспензию называют *известковое молоко*).

Оксид кальция CaO (техническое название — *негашёная известь*) — белый тугоплавкий порошок. Реагирует с водой с высоким *экзо*-эффектом (*гашение извести*): $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$. Важнейшее промышленное сырье производится в промышленности *обжигом* (прокаливанием на воздухе) известняка.

Гидроксид кальция $Ca(OH)_2$ (техническое название — *гашёная известь*) — белый порошок, малорастворимый в воде (0,16 г/100 г H_2O). Водный раствор — сильнощелочной (в насыщенном растворе pH = 12).

При пропускании углекислого газа в известковую воду вначале появляется осадок карбоната:

$$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O$$

который затем полностью исчезает, поскольку кислая соль — гидрокарбонат кальция $Ca(HCO_3)_2$ — хорошо растворима в воде:

$$CaCO_3 + H_2O + CO_2 = Ca^{2+} + 2HCO_3^-$$

Гашеная известь используется для приготовления так называемых известковых строительных растворов — тестообразных смесей (песок + гашеная известь + вода), служащих связующим материалом для каменной и кирпичной кладки, отделки (оштукатуривания) стен и других строительных целей. Отвердевание («схватывание») таких растворов обусловлено поглощением углекислого газа из воздуха.

Карбонат кальция $CaCO_3$ — распространенное природное вещество, главная составная часть осадочной горной породы — *известняка* (и его разновидностей — *мел, мрамор, известковый туф, мергель*), чистый $CaCO_3$ в природе — это минерал *кальцит*.

Карбонат кальция — белое вещество, очень мало растворимое в воде (≈ 0,0007 г/100 г H_2O). При прокаливании разлагается ($CaCO_3 = CaO + CO_2$). В промышленности применяется для производства негашеной извести, стекла, известковых удобрений, в частности *известковой селитры* $(Ca(NO_3)_2$. Порошок природного мела употребляется в побелке стен и потолков, искусственно полученный (осажденный) мел — в изготовлении зубных порошков и паст.

Сульфат кальция $CaSO_4$ — белый кристаллический порошок, малорастворимый в воде (0,2 г/100 г воды), растворимость его уменьшается при нагревании.

Природный $CaSO_4$ встречается в природе в виде очень распространенного минерала — *гипса* $CaSO_4 \cdot 2H_2O$. При 130 °C гипс теряет часть воды и переходит в *жжёный* (*штукатурный*) гипс $2CaSO_4 \cdot H_2O$ (в технике неверно называется алебастром). Приготовленный из него строительный раствор «схватывается» быстрее, чем строительный раствор на основе $Ca(OH)_2$. Затвердевание обеспечивается связыванием воды,

образованием гипса в виде каменной массы. Используется жженый гипс для изготовления гипсовых слепков, архитектурно-декоративных форм и изделий, перегородочных плит и панелей, каменных полов.

Кальций содержится в почвах, живых организмах и природных водах (в морской воде на 1 л приходится 0,4 г ионов Ca^{2+}). Входит в состав многих горных пород и минералов, обусловливает жёсткость пресной воды. Кальций — жизненно важный элемент для животных и растений. В организме человека содержится ≈ 2% Ca (по массе), в основном в костных тканях, зубах и крови (обеспечивает ее свертываемость).

ЖЁСТКОСТЬ ВОДЫ

Природная вода, проходя через известковые горные породы и почвы, обогащается солями кальция и магния и становится *жёсткой*. В жесткой воде при стирке белья увеличивается расход мыла, а ткань, впитывая соли, становится желтой и быстро ветшает. Нерастворимые соли кальция и магния осаждаются на внутренних стенках паровых котлов и трубопроводов. В жесткой воде хуже и дольше варятся овощи.

Различают временную и постоянную жесткость воды. *Временная жёсткость* вызвана присутствием в воде гидрокарбонатов $M(HCO_3)_2$ (M = Ca, Mg). Такая жесткость устраняется кипячением воды:

$$M(HCO_3)_2 = MCO_3\downarrow + H_2O + CO_2\uparrow$$

Постоянная жёсткость обусловлена другими солями кальция и магния (сульфаты, хлориды, нитраты, дигидроортофосфаты и др.). Такая жесткость не устраняется кипячением воды.

Для *умягчения воды* из нее необходимо удалить все соли кальция и магния, как $M(HCO_3)_2$, так и MSO_4, MCl_2 и др. Это достигается обработкой природной воды различными осадителями:

а) $Ca(HCO_3)_2 + Ca(OH)_2 = 2CaCO_3\downarrow + 2H_2O$

$Mg(HCO_3)_2 + Ca(OH)_2 = CaMg(CO_3)_2\downarrow + 2H_2O$

б) $MSO_4 + Na_2CO_3 = MCO_3\downarrow + Na_2SO_4$

в) $3MCl_2 + 2Na_3PO_4 = M_3(PO_4)_2\downarrow + 6NaCl$

Отметим, что карбонат магния-кальция $CaMg(CO_3)_2$ отвечает по составу природному веществу — минералу *доломит*, так же широко распространенному, как и *кальцит*. Он является важнейшим природным источником магния наравне с *карналлитом* $KMgCl_3 \cdot 6H_2O$.

В химической лаборатории и в промышленности используется полностью обессоленная вода (для питья она непригодна). Для этого природную воду подвергают перегонке (дистилляции). Такая *дистиллированная вода* является *мягкой*, подобно дождевой воде.

Вопросы и упражнения

1. Атом какого элемента IIA-группы легче переходит в состояние M^{2+}? Ответ поясните.

2. Почему у атомов натрия и магния первый электрон отрывается легче от атома Na, а у ионов Na^+ и Mg^+ второй электрон отрывается легче от иона Mg^+? Дайте мотивированный ответ.

3. Составьте названия следующих веществ: MgC_2, Be_2SiO_4, $Ba[Be(OH)_4]$, $K_2Mg(SO_4)_2 \cdot 6H_2O$, $CaSO_4 \cdot 2H_2O$, SrO_2, $Ba(O_2)_2$, $Mg(ClO_4)_2$.

4. Составьте формулы следующих веществ:

хлорат кальция	ортофосфат магния
ацетиленид магния	гидросульфат стронция
нитрид бария	дигидроортофосфат бария

5. Составьте уравнения термических реакций:

$Mg + H_2O =$	$Mg + N_2 =$	$MgCO_3 =$
$Mg + SiO_2 =$	$Mg + O_2 =$	$Mg(NO_3)_2 =$

6. Магний не реагирует с холодной водой, но окисляет кипящую воду. Почему?

7. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций:

$Mg + H_2SO_4$(разб.) =	$Mg + NH_4Cl$(конц.) =
$Mg + HNO_3$(конц.) =	$Ba + H_2O =$
$Mg + HNO_3$(разб.) = $N_2O\uparrow$ + ...	$Mg + H_2SO_4 + K_2Cr_2O_7 =$

8. Подтвердите оснóвные свойства MgO и $Mg(OH)_2$ составлением уравнений соответствующих реакций.

9. Составьте уравнения реакций в водном растворе:

$BaO_2 + H_2SO_4 = H_2O_2 + ...$	$Ca(OH)_2 + K_2CO_3 =$
$CaC_2 + H_2O =$	$Ca(O_2)_2 + HCl =$
$CaO + H_2O + CO_2 =$ (2 реакции)	$Mg_3N_2 + H_2O =$

10. Почему NaOH называют щелочью, а $Mg(OH)_2$ нет?

11. Известно, что гидроксид магния переводится в раствор обработкой концентрированным раствором хлорида аммония. Напишите уравнения реакций.

12. Предложите способы разделения катионов:

а) Be^{2+} и Mg^{2+}; б) Mg^{2+} и Ba^{2+}.

13. Составьте уравнения электролиза:

а) расплавов $CaCl_2$, $MgCl_2$;
б) растворов $Ca(NO_3)_2$, $MgSO_4$, $CaCl_2$;
в) раствора $BaCl_2$ на ртутном катоде.

14. Проводится электролиз расплава смеси хлоридов натрия, магния и кальция. Укажите последовательность разрядки катионов на инертном катоде, руководствуясь электроотрицательностью элементов.

15. Имеется природный фторид кальция — минерал *флюорит*. Как из него получить: а) фтороводород; б) фтор; в) оксид кальция; г) гидроксид кальция; д) нитрат кальция? Предложите уравнения возможных реакций и укажите условия их осуществления.

16. Имеются мел и поваренная соль. Предложите возможные способы синтеза хлорной извести (выбор процессов и реактивов не ограничен).

17. Через баритовую воду (раствор гидроксида бария) пропускают газы:

а) диоксид углерода; в) хлороводород;
б) сероводород; г) хлор.

Составьте уравнения реакций и назовите продукты.

18. Для получения кальция прокаливают кальцит с алюминием. Составьте уравнение реакции. Предложите способ разделения продуктов.

19. Объясните, почему при пропускании углекислого газа через раствор бромида кальция осадок не выпадает, а через раствор гидроксида кальция — выпадает.

20. Как устранить постоянную жесткость воды, если она обусловлена наличием солей:

а) $Ca(NO_3)_2 + MgCl_2$; б) $Ca(H_2PO_4)_2 + Mg(NO_3)_2$?

Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций.

Ответы

11. Гидролиз хлорида аммония по катиону, взаимодействие $Mg(OH)_2$ со средой гидролиза (H^+). **19.** Угольная кислота очень слабая, ионов CO_3^{2-} практически нет, и осадок из раствора $CaBr_2$ не выпадает. В растворе щелочи CO_2 полностью переходит в CO_3^{2-}, и осадок выпадает.

19. ЭЛЕМЕНТЫ IIIA-ГРУППЫ. АЛЮМИНИЙ

Элементы IIIA-группы. Общая электронная конфигурация, электроотрицательность, степени окисления. Изменение химических свойств оксидов и гидроксидов элементов при увеличении порядкового номера. Бор как неметалл. Оксид и гидроксид бора. Бура. Распространение в природе.

Алюминий. Простое вещество. Физико-химические свойства, амфотерность. Взаимодействие с кислородом, серой, азотом, углеродом, водой в нейтральной и щелочной среде, азотной кислотой. Алюминий как сильный восстановитель. Алюминотермия. Получение алюминия в промышленности.

Оксид и гидроксид алюминия. Их амфотерность. Соли алюминия, их гидролиз и растворимость в воде. Распространение в природе алюминия и его соединений. Применение.

ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ЭЛЕМЕНТОВ IIIA-ГРУППЫ

В эту группу Периодической системы входят элементы *бор* B, *алюминий* Al, *галлий* Ga, *индий* In, *таллий* Tl. Они имеют одинаковую электронную конфигурацию внешнего уровня атомов (ns^2np^1), откуда вытекает характерная степень окисления (+III); электроотрицательность элементов невысока (от 2,01 для B до 1,44 для Tl).

Металлический характер элементов возрастает от B к Tl; по химическим свойствам бор — неметалл, алюминий, галлий и индий — амфотерные элементы (с усилением осно́вных свойств от Al к In), таллий — металл, причем для него более устойчивой и распространенной является степень окисления (+I), например в соединениях Tl_2O, TlOH, Tl_2CO_3 и TlCl.

Химия бора во многом напоминает химию кремния; они близки по электроотрицательности, их гидроксиды являются слабыми кислотами, оксиды имеют высокие температуры плавления и очень устойчивы. Кислотному оксиду B_2O_3 и гидроксиду $B(OH)_3$ соответствуют различные по составу соли — *бораты*:

$$B_2O_3 + 2NaOH \xrightarrow{450\ ^\circ C} H_2O + \underset{\text{метаборат натрия}}{2NaBO_2}$$

$$4B(OH)_3 + 2NaOH(\text{разб.}) = 7H_2O + \underset{\text{тетраборат натрия}}{Na_2B_4O_7}$$

Из раствора соль $Na_2B_4O_7$ можно выделить в виде кристаллогидрата $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$, он представляет собой самый распространенный минерал бора — *буру*. При подкислении раствора буры получают осадок гидроксида бора:

$$Na_2B_4O_7 + 5H_2O + H_2SO_4 = 4B(OH)_3\downarrow + Na_2SO_4$$

Бура — сырье для синтеза всех других соединений бора, ее применяют при пайке металлов и приготовлении глазурей, эмалей и специального термостойкого стекла для химической посуды. Бор добавляют в сталь для повышения ее механической прочности и коррозионной стойкости.

Алюминий широко распространен в природе, остальные элементы этой группы редкие. Галлий — спутник алюминия, индий и таллий находятся в полиметаллических рудах. Все соединения таллия очень ядовиты.

АЛЮМИНИЙ

В свободном виде алюминий — серебристо-белый, блестящий, легкий металл. На воздухе покрывается матовой оксидной пленкой, весьма устойчивой и защищающей алюминий от коррозии в воде. В растворах кислот и щелочей оксидная пленка разрушается (см. ниже) и металл переводится в раствор:

$$2Al + 6H^+ = 2Al^{3+} + 3H_2\uparrow$$

$$2Al + 2OH^- + 6H_2O = 2[Al(OH)_4]^- + 3H_2\uparrow$$

(во второй реакции окислителем является вода, а щелочь — средой). Амальгамированный алюминий реагирует и с чистой водой:

$$2Al + 6H_2O = 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2\uparrow$$

В этих реакциях алюминий выступает в качестве сильного восстановителя (см. приложение 2).

Алюминий активно реагирует при нагревании со многими неметаллами: с кислородом (сгорание на воздухе), серой (продукт — *сульфид* Al_2S_3), азотом (дает *нитрид* AlN) и углеродом (образуется *карбид* Al_4C_3). Порошкообразный алюминий легко реагирует с хлором и иодом (в присутствии капли воды), переходя в *галогениды* $AlCl_3$ и AlI_3. На воздухе при поджигании алюминий восстанавливает многие металлы из их оксидов (*алюминотермия*):

$$2Al + Cr_2O_3 = Al_2O_3 + 2Cr$$

$$10Al + 3V_2O_5 = 5Al_2O_3 + 6V$$

В концентрированной азотной кислоте алюминий пассивируется, но реагирует с разбавленной азотной кислотой (образуются N_2O и NH_4^+). При кипячении алюминия с нитратом калия в сильнощелочной среде происходит восстановление ионов NO_3^- до NH_3 за счет промежуточно выделяющегося атомарного водорода и образования устойчивого комплекса $[Al(OH)_4]^-$ — тетрагидроксоалюминат(III)-иона:

$$8Al + 18H_2O + 5KOH + 3KNO_3 = 8K[Al(OH)_4] + 3NH_3\uparrow$$

Промышленный способ получения алюминия — электролиз расплава смеси глинозема Al_2O_3 с *криолитом* $Na_3[AlF_6]$ при 950 °C; оксид алюминия диссоциирует на ионы Al^{3+} и O^{2-}; на аноде выделяется O_2, на катоде — Al. Криолит в процессе

электролиза не расходуется и является инертным электролитом.

Оксид алюминия Al_2O_3 (минерал *корунд*, техническое название *глинозём*) — главная составная часть бокситных руд. Представляет собой белый порошок или очень твердые белые кристаллы, тугоплавкий ($t_{пл}$ = 2055 °C). После длительного прокаливания очень медленно реагирует с кислотами и щелочами в водном растворе:

$$Al_2O_3 + 6HCl(конц., гор.) = 2AlCl_3 + 3H_2O$$

$$Al_2O_3 + 2NaOH(конц., гор.) + 3H_2O = 2Na[Al(OH)_4]$$

но легко реагирует со щелочами в расплаве:

$$Al_2O_3 + 2NaOH \xrightarrow{1000\ °C} 2NaAlO_2 + H_2O$$

В этих реакциях Al_2O_3 проявляет амфотерные свойства; реакции используют для извлечения оксида алюминия из бокситов. Помимо сырья для производства алюминия, Al_2O_3 в виде порошка служит абразивным материалом, а в виде кристаллов применяется для изготовления лазеров и синтетических драгоценных камней (*рубин*, *сапфир* и др.), окрашенных примесями оксидов других металлов — Cr_2O_3 (красный цвет), Ti_2O_3 и Fe_2O_3 (голубой цвет) и т. д.

Гидроксид алюминия $Al(OH)_3$ — белый рыхлый порошок, при 200 °C разлагается, теряя H_2O, и образует метагидроксид AlO(OH), при прокаливании полностью обезвоживается до Al_2O_3.

Гидроксид алюминия амфотерен:

$$Al^{3+} \underset{кислота}{\overset{основание}{\rightleftarrows}} Al(OH)_3\downarrow \underset{кислота}{\overset{основание}{\rightleftarrows}} [Al(OH)_4]^-$$

Для получения осадка $Al(OH)_3$ щелочь обычно не используют из-за легкости перехода осадка в раствор, а действуют на соли алюминия гидратом аммиака; при комнатной температуре образуется $Al(OH)_3$, а при кипячении — AlO(OH):

$$AlCl_3 + 3(NH_3 \cdot H_2O) = Al(OH)_3\downarrow + 3NH_4Cl$$

$$AlCl_3 + 3(NH_3 \cdot H_2O) = AlO(OH)\downarrow + 3NH_4Cl + H_2O$$

Соли алюминия и сильных кислот хорошо растворимы в воде и подвергаются в значительной степени гидролизу по катиону, создавая сильнокислотную среду (в которой растворяются такие металлы, как (M = Mg, Zn) магний и цинк):

а) $AlCl_3 = Al^{3+} + 3Cl^-$

$$Al^{3+} + H_2O \rightleftarrows AlOH^{2+} + H^+ \quad (pH \ll 7)$$

б) $M + 2H^+ = M^{2+} + H_2\uparrow$

Нерастворимы в воде фторид AlF_3 и ортофосфат $AlPO_4$, а соли очень слабых кислот H_2S и H_2CO_3 вообще не образуются осаждением из водного раствора, вместо них (вследствие полного гидролиза) выпадает в осадок гидроксид:

$$Al_2(SO_4)_3 + 6H_2O + 3Na_2S = 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2S\uparrow + 3Na_2SO_4$$

$$2AlCl_3 + 3H_2O + 3Na_2CO_3 = 2Al(OH)_3\downarrow + 3CO_2\uparrow + 6NaCl$$

Известны двойные соли алюминия — *квасцы* состава $M^IAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ ($M^I = Na^+, K^+, Rb^+, Cs^+, Tl^+, NH_4^+$), самые распространенные из них *алюмокалиевые квасцы* $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$. Квасцы в водном растворе диссоциируют:

$$KAl(SO_4)_2 = K^+ + Al^{3+} + 2SO_4^{2-}$$

среда в растворах квасцов кислотная из-за гидролиза по катиону Al^{3+}.

Алюминий — четвертый по распространенности элемент на Земле и первый — среди металлов. Находится он в связанном виде, в основном в виде Al_2O_3 в смеси с силикатами (горные породы — граниты, базальты, гнейсы; порфиры, сланцы), в форме различных глин (белая глина называется *каолин*), бокситов и глинозема.

Алюминий — важнейший конструкционный материал, основа легких коррозионно-стойких сплавов (с магнием — *дюралюмин*, или *дюраль*, с медью — *алюминиевая бронза*, из которой чеканят мелкую разменную монету). Чистый алюминий в больших количествах идет на изготовление посуды и электрических проводов.

Вопросы и упражнения

1. Составьте электронную конфигурацию атома алюминия, укажите число валентных электронов. Определите тип гибридизации и геометрическую форму молекулы $AlCl_3$.

2. Объясните, почему атом B^{III} присоединяет максимально четыре иона F^- ($[BF_4]^-$, sp^3-гибридизация), а атом Al^{III} — шесть ионов F^- [$(AlF_6]^{3-}$, sp^3d^2-гибридизация).

3. Назовите следующие вещества:

AlF_3, Al_2S_3, $K[Al(OH)_4]$, $(MgAl_2)O_4$,
$Na_3[AlF_6]$, $Al(BrO_3)_3$, $AlNH_4(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$.

4. Напишите формулы следующих производных алюминия:

карбид, бромид, селенид, дигидроксид-хлорид,
оксид-бромид, гидроксид-сульфат.

5. К раствору нитрата алюминия добавлены:

а) гидроксид натрия в избытке;
б) гидроксид калия в недостатке;
в) гидрат аммиака при комнатной температуре;
г) гидрат аммиака при кипячении.

В каких случаях выпадет осадок и какого состава? Ответ подтвердите молекулярными и ионными уравнениями реакций.

6. Составьте уравнения обменных реакций в водном растворе:

$AlCl_3 + H_3PO_4 =$
$Al(NO_3)_3 + NaF$(разб.) $=$
$Al(NO_3)_3 + NaF$(конц.) $=$
$AlCl(OH)_2 + HCl =$
$AlCl(OH)_2 + NaOH$(конц.) $=$
$Al(OH)_3 + NH_4Cl$(конц.) $=$
$AlF_3 + 3NaF$(конц.) $=$
$AlN + HCl =$
$AlN + H_2O + NaOH$(конц.) $=$
$Al_2(SO_4)_3$(гор.) $+ Ca(HCO_3)_2 =$
$= CaSO_4\downarrow + \ldots$
$AlCl_3 + H_2O + K_2S =$
$Al_2(SO_4)_3 + H_2O + K_2CO_3 =$

7. Объясните, какое свойство гидроксида алюминия подтверждают следующие реакции:

$KAl(SO_4)_2 + KOH$(разб.) $=$
$KAl(SO_4)_2 + KOH$(конц.) $=$
$Al(OH)_3 + NaOH$(конц.) $=$
$Al(OH)_3 + HNO_3 =$
$AlO(OH) + Ba(OH)_2$(конц.) $=$
$AlO(OH) + H_2SO_4 =$
$Na[Al(OH)_4] +$
$+ NaOH$(недостаток) $=$
$Na[Al(OH)_4] + NaOH$(избыток) $=$
$Na[Al(OH)_4] + HCl$(недостаток) $=$
$Na[Al(OH)_4] + HCl$(избыток) $=$
$Na[Al(OH)_4] + CO_2 =$
$Na[Al(OH)_4] + H_2S =$

8. К осадку гидроксида алюминия добавляют концентрированный раствор гидроксида натрия (наблюдают переход осадка в раствор), а затем пропускают через раствор диоксид серы (наблюдают выпадение осадка). Составьте уравнения реакций.

9. Составьте уравнения термических реакций:

$Al_4C_3 + H_2 = Al + CH_4$
$Al_4C_3 + O_2 = Al_2O_3 + \ldots$
$AlN + Cl_2 = N_2 + \ldots$
$AlN + O_2 = N_2 + \ldots$
$Na[Al(OH)_4] =$
$Al(NO_3)_3 =$
$Al_2O_3 + KOH =$
$Al_2O_3 + Na_2CO_3 =$
$Al_2S_3 + O_2 =$
$Al_2O_3 + NaHSO_4 = Al_2(SO_4)_3 + \ldots$

10. Почему алюминий не реагирует с концентрированной азотной кислотой? Ответ обоснуйте.

11. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций в водном растворе (в ответе — сумма коэффициентов):

а) $Al + HNO_3$(разб.) $= N_2O + \ldots$
б) $Al + HNO_3$(оч. разб.) $=$
$= NH_4NO_3 + \ldots$
в) $Al + H_2SO_4$(разб.) $=$
г) $Al + H_2SO_4$(конц.) $=$
д) $Al + NaOH + H_2O +$
$+ NaNO_3$(гор.) $=$
е) $Al + H_2SO_4 + KMnO_4 =$
ж) $AlI_3 + H_2SO_4$(конц.) $=$
з) $Al_2S_3 + HNO_3$(конц.) $=$
и) $Al + NaOH$(конц.) $+$
$+ H_2O =$
к) $Al + Na_3PO_4$(конц.) $+$
$+ H_2O =$
л) $Al + Na_2CO_3$(конц.) $+ H_2O =$
м) $AlCl_3$(конц.) $+ H_2O + Zn =$

12. К 0,2 л 0,2М раствора сульфата алюминия добавляют 0,5 л 0,2М раствора сульфата калия, смесь упаривают и охлаждают. Какое вещество выпало в осадок? Приведите его химическое и тривиальное названия.

13. Составьте уравнения термических реакций с участием алюминия:

а) $Al + KOH \cdot H_2O =$	г) $Al + (Fe^{II}Fe_2^{III})O_4 =$
б) $Al + KClO_3 =$	д) $Al + Mn_2O_3 =$
в) $Al + Na_2O_2 =$	е) $Al + WO_3 =$

14. Составьте уравнения гидролиза:

а) солей $Al(NO_3)_2$, $KAl(SO_4)_2$;

б) бинарных соединений Al_2S_3, Al_4C_3, AlN, BCl_3, $Al(CN)_3$.

15. Проводят электролиз расплава смеси гидрида калия, хлорида магния, фторида алюминия. Составьте уравнения пар полуреакций на катоде и аноде до полного расходования смеси.

16. Как осуществить следующие превращения:

а) $Al(NO_3)_3 \longrightarrow K[Al(OH)_4] \longrightarrow Al(OH)_3 \longrightarrow$
$\longrightarrow Al_3(SO_4)_3 \longrightarrow Al(OH)_3 \longrightarrow Al_2O_3 \longrightarrow Al$

б) $Al \longrightarrow Al(OH)_3 \longrightarrow NaAlO_2 \longrightarrow AlCl_3 \longrightarrow Al \longrightarrow$
$\longrightarrow Na[Al(OH)_4] \longrightarrow NaAlO_2$

Назовите все вещества, данные в этих схемах.

Ответы

2. У атома B^{III} имеется только четыре валентные орбитали ($2s$, $2p$), а у атома Al^{III} — более четырех орбиталей ($3s$, $3p$, $3d$). **10.** Поверхность металла пассивируется. **11.** а) 64 (образуются $Al(NO_3)_3$, H_2O); б) 58 (образуются $Al(NO_3)_3$, H_2O); в) 9 (продукты $Al_2(SO_4)_3$, H_2); г) 18 (продукты $Al_2(SO_4)_3$, SO_2, H_2O); д) 45 (продукты $Na[Al(OH)_4]$, NH_3); е) 78 (продукты $Al_2(SO_4)_3$, $MnSO_4$, H_2O, K_2SO_4); ж) 54 (продукты $Al_2(SO_4)_3$, I_2, H_2S, H_2O); з) 62 (продукты $Al_2(SO_4)_3$, NO_2, H_2O); и) 15 (продукты $Na[Al(OH)_4]$, H_2); к) 19 (продукты $Na[Al(OH)_4]$, H_2, Na_2HPO_4); л) 18 (продукты $Na[Al(OH)_4]$, H_2, $NaHCO_3$); м) 9 (продукты $(AlOH)Cl_2$, H_2, $ZnCl_2$). **13.** а) 9 (продукты $KAlO_2$, H_2); б) 6 (продукты KCl, Al_2O_3); в) 9 (продукты $NaAlO_2$, Na_2O); г) 24 (продукты Fe, Al_2O_3); д) 6 (продукты Mn, Al_2O_3); е) 5 (продукты W, Al_2O_3).

20. ЭЛЕМЕНТЫ Б-ГРУПП. ЖЕЛЕЗО

Элементы Б-групп (побочных подгрупп) Периодической системы (*df*-элементы). Особенности электронного строения атомов, общая электронная конфигурация. Валентные электроны и степени окисления. Высшие степени окисления элементов IIБ—VIIБ-групп, особенности элементов IБ- и VIIIБ-групп.

Изменение кислотно-оснóвных и окислительно-восстановительных свойств соединений элементов Б-групп при возрастании степени окисления элемента (на примерах марганца и хрома).

Простые вещества, их свойства. Взаимодействие металлов Б-групп с галогенами, серой, кислотами. Благородные металлы. Общие способы получения металлов Б-групп.

Железо. Строение атома и характерные степени окисления. Простое вещество, физико-химические свойства. Положение железа в ряду напряжений. Взаимодействие с кислородом, хлором, серой, кислотами. Ржавление железа во влажном воздухе и в воде. Сплавы железа. Чугун и сталь, их применение.

Черная металлургия. Промышленное производство железа. Выплавка чугуна, доменный процесс. Передел чугуна в сталь. Применение чугуна и стали.

Соединения железа(II). Оксид, гидроксид; их получение и свойства. Соли железа(II), их гидролиз. Соединения железа(III). Оксид, гидроксид, их амфотерные свойства. Гидролиз солей железа(III). Окислительно-восстановительные свойства соединений железа(II) и железа(III). Соединения железа(VI), их окислительные свойства.

Качественные реакции на катионы железа(II) и железа(III).

Распространение железа в природе. Важнейшие руды железа. Роль железа в живых организмах.

ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ЭЛЕМЕНТОВ Б-ГРУПП

Элементов Б-групп Периодической системы (в длиннопериодном варианте) или побочных подгрупп (в короткопериодном варианте) известно на сегодняшний день 68. Это *d*-элементы 4-го периода (от Sc до Zn) и 5-го периода (от Y до Cd), *d*- и *f*-элементы 6-го периода (от La до Hg) и незаконченного 7-го периода (от Ac до элемента 112). По электроотрицательности все элементы Б-групп относят к металлам.

Характерная особенность атомов этих элементов — заполнение внутреннего $(n-1)d$- или $(n-2)f$-подуровня, происходящее после заполнения ns-подуровня (у s-элементов IA и IIA-групп) и до заполнения np-подуровня (у p-элементов

IIIA—VIIIA-групп). Поэтому элементы Б-групп часто называют *переходными элементами* (расположены в длиннопериодном варианте Периодической системы между *s*-элементами слева и *p*-элементами справа).

Общая электронная конфигурация *df*-элементов $(n-2) \times f^{0+14}(n-1)d^{0+10}ns^{0+2}$. Приведем электронные конфигурации наиболее известных *df*-элементов:

4-й период

$_{24}Cr = [Ar]3d^5 4s^1$

$_{25}Mn = [Ar]3d^5 4s^2$

$_{26}Fe = [Ar]3d^6 4s^2$

$_{29}Cu = [Ar]3d^{10} 4s^1$

$_{30}Zn = [Ar, 3d^{10}]4s^2$

5-й период

$_{46}Pd = [Kr]4d^{10} 5s^0$

$_{47}Ag = [Kr]4d^{10} 5s^1$

$_{48}Cd = [Kr, 4d^{10}]5s^2$

6-й период

$_{57}La = [Xe]5d^1 6s^2$

$_{58}Ce = [Xe]4f^1 5d^1 6s^2$, или $4f^2 6s^2$

$_{74}W = [Xe, 4f^{14}]5d^4 6s^2$

$_{78}Pt = [Xe, 4f^{14}]5d^9 6s^1$

$_{79}Au = [Xe, 4f^{14}]5d^{10} 6s^1$

$_{80}Hg = [Xe, 4f^{14} 5d^{10}]6s^2$

7-й период

$_{90}Th = [Rn]6d^2 7s^2$

$_{92}U = [Rn]5f^3 6d^1 7s^2$

Валентные электроны находятся на двух-трех атомных подуровнях, что предполагает наличие нескольких степеней окисления и разнообразие химических свойств *df*-элементов.

Рассмотрим, например, шкалу характерных степеней окисления *марганца* Mn (рис. 19). Марганец в степени окисления (+II) образует осно́вные оксид MnO и гидроксид $Mn(OH)_2$, под действием кислот они переходят в раствор в виде солей Mn^{II}. Щелочи не действуют на MnO и $Mn(OH)_2$.

+VII — Mn_2O_7, MnO_4^-, $HMnO_4$, $KMnO_4$, $Ba(MnO_4)_2$
+VI — MnO_4^{2-}, K_2MnO_4, $BaMnO_4$
+IV — MnO_2, MnF_4, $Mn(SO_4)_2$, $K_2[MnF_6]$, $K_2[MnCl_6]$
+III — Mn_2O_3, MnO(OH), MnF_3, $Mn_2(SO_4)_3$, $K_3[MnF_6]$
+II — Mn^{2+}, MnO, $Mn(OH)_2$, $MnCl_2$, MnS, $MnSO_4$, $Mn(NO_3)_2$
0 — Mn

Рис. 19

Марганец в степени окисления (+III) начинает проявлять амфотерные свойства, хотя осно́вный характер преобладает у оксида Mn_2O_3 и метагидроксида MnO(OH). Но появление атома Mn^{III} не только в виде катиона Mn^{3+} в солях MnF_3 и $Mn_2(SO_4)_3$, но и в составе комплексного аниона $[MnF_6]^{3-}$ (и некоторых других) подтверждает его амфотерность.

Для марганца(IV) осно́вные и кислотные свойства характерны в равной степени; помимо очень устойчивого оксида MnO_2 (на него не действуют вода, кислоты и щелочи), Mn^{IV} образует соединения, в которых он находится либо в катионной части — MnF_4 и $Mn(SO_4)_2$, либо в анионной — $[MnF_6]^{2-}$ и $[MnCl_6]^{2-}$, что подтверждает его амфотерность.

В высоких степенях окисления (+VI) и (+VII) марганец уже находится только в анионах солей, а именно $Mn^{VI}O_4^{2-}$ и $Mn^{VII}O_4^-$. Оксид и гидроксид марганца(VII) — Mn_2O_7 и $HMnO_4$ являются кислотными.

Анализ изменения *кислотно-осно́вных свойств* соединений марганца показывает, что **с повышением степени окисления осно́вные свойства элемента уменьшаются, а кислотные свойства возрастают.** В высоких степенях окисления кислотные свойства ярко выражены, а атом элемента служит кислотообразователем.

Другой пример, подтверждающий сказанное выше, — это химические свойства *хрома*. Из шкалы характерных степеней окисления хрома (рис. 20) очевидно, что Cr^{II} обладает осно́вными свойствами, Cr^{III} — типично амфотерными (подобен алюминию), а Cr^{VI} — кислотными.

Окислительно-восстановительные свойства также характерны для *df*-элементов с несколькими степенями окисления. **В низких степенях окисления характерны восста-**

+IV — CrO_3, CrO_4^{2-}, $Cr_2O_7^{2-}$, H_2CrO_4, $H_2Cr_2O_7$, K_2CrO_4, $K_2Cr_2O_7$, $K[Cr(Cl)O_3]$
+III — Cr^{3+}, Cr_2O_3, $Cr(OH)_3$, CrO(OH), $CrCl_3$, $Cr_2(SO_4)_3$, $NaCrO_2$, $Na_3[Cr(OH)_6$
+II — Cr^{2+}, CrO, $Cr(OH)_2$, $CrCl_2$, $CrSO_4$
0 — Cr

Рис. 20

новительные свойства, например для соединений марганца(II):

$$2Mn(NO_3)_2 + 6HNO_3 + 5PbO_3 = 2HMnO_4 + 5Pb(NO_3)_2 + 2H_2O$$

$$4Mn(OH)_2 + O_2 = 4MnO(OH)\downarrow + 2H_2O$$

$$Mn(OH)_2 + H_2O_2(\text{конц.}) = MnO_2\downarrow + 2H_2O$$

а в высоких степенях окисления — окислительные свойства, например для соединений марганца(VII):

$$2KMnO_4 + 8H_2SO_4 + 10KI = 2MnSO_4 + 5I_2\downarrow + 8H_2O + 6K_2SO_4$$

$$2KMnO_4 + 2H_2O + 3MnSO_4 = 5MnO_2\downarrow + 2H_2SO_4 + K_2SO_4$$

$$2KMnO_4 + 3H_2S = 2MnO_2\downarrow + 3S\downarrow + 2H_2O + 2KOH$$

$$2KMnO_4 + 2KOH(\text{конц.}) + K_2SO_4 = 2K_2MnO_4 + H_2O + K_2SO_4$$

В промежуточных степенях окисления соединения играют роль и окислителей, и восстановителей, что характерно, например, для соединений хрома(III):

$$Cr_2(SO_4)_3 + 2H^0(Zn, \text{разб.}, H_2SO_4) = 2CrSO_4 + H_2SO_4$$

$$2Na_3[Cr(OH)_6] + 4NaOH + 3Br_2 = 2Na_2CrO_4 + 6NaBr + 8H_2O$$

Как и для элементов А-групп (главных подгрупп), максимальное положительное значение степени окисления *df*-элементов определяется номером группы. Однако есть два важных исключения. Во-первых, элементы IБ-группы (Cu, Ag, Au), которые проявляют не только степень окисления (+I), например в соединениях Cu_2O, AgCl и Au_2S, но и более высокие, что особенно характерно для меди (Cu^{2+}, $CuSO_4$) и золота ($AuCl_3$, $[AuCl_4]^-$); в образовании химических связей участвуют *ns*-электрон и один или два $(n-1)d$-электрона.

Во-вторых, это элементы VIIIБ-группы (триады Fe, Co и Ni; Ru, Rh и Pd; Os, Ir и Pt); степень окисления (+VIII) достигается только у трех элементов — Fe, Ru и Os (оксиды MO_4), остальные элементы проявляют более низкие степени окисления (Pd^{II}, Pt^{IV}).

Все элементы Б-групп в свободном виде являются металлами и имеют высокую плотность. Большинство из них легко

реагируют с кислотами-неокислителями (исключения: Cu, Ag, Au, Hg, металлы семейства платины), например:

$$Cr + 2HCl = CrCl_2 + H_2\uparrow$$

$$Mn + H_2SO_4 = MnSO_4 + H_2\uparrow$$

При нагревании все *df*-металлы реагируют с галогенами, серой и другими неметаллами, азотной кислотой; некоторые малоактивные металлы (Au, Pt) окисляются только царской водкой, а наиболее устойчивые вообще не реагируют с кислотами (Ru, Rh, Ir). Большинство соединений элементов Б-групп имеют характерные окраски.

Для получения *df*-элементов в свободном виде из природных соединений в промышленности применяют восстановление оксидов, галогенидов и сульфидов водородом, коксом или типичными металлами (Na, Ca, Al), а нередко и электролиз расплавов и растворов солей.

ЖЕЛЕЗО

В свободном виде Fe — серебристо-белый, пластичный, относительно мягкий металл. При красном калении (выше 600 °С) размягчается и хорошо поддается сварке, ковке и прокатке. Довольно тяжелый и высокоплавкий металл ($d = 7{,}87$; $t_{пл} = 1535$ °С).

Железо в ряду напряжений стоит значительно левее водорода и весьма химически активно. При калении железа на воздухе появляется слой окалины состава $(Fe^{II}Fe_2^{III})O_4$. В соединениях железо проявляет степени окисления от +II до +VIII (рис. 21). Рассмотрим важнейшие соединения железа. Железо при нагревании реагирует с хлором и серой (образуются $FeCl_3$ и FeS). Кислоты-неокислители переводят железо в его соли ($FeCl_2$, $FeSO_4$), в концентрированных H_2SO_4 и HNO_3 про-

+VI — FeO_4^{2-}, K_2FeO_4, $BaFeO_4$

+III — Fe^{3+}, Fe_2O_3, FeO(OH), $FeCl_3$, $Fe_2(SO_4)_3$, $NaFeO_2$, $Na_3[Fe(OH)_6]$

+II — Fe^{2+}, FeO, $Fe(OH)_2$, $FeSO_4$, $FeCl_2$, FeS, $Fe(S_2)$

0 — Fe

Рис. 21

исходит пассивация. Разбавленная азотная кислота окисляет железо до состояния (+III):

$$Fe + 4HNO_3(\text{разб.}) = Fe(NO_3)_3 + NO\uparrow + 2H_2O$$

С разбавленными щелочами железо не реагирует.

Во влажном воздухе протекает коррозия железа, называемая ржавлением:

$$2Fe + 2H_2O + O_2 = 2Fe(OH)_2$$

$$4Fe(OH)_2 + O_2 = 4FeO(OH) + 2H_2O$$

$$Fe(OH)_2 + 2FeO(OH) = (Fe^{II}Fe_2^{III})O_4 + 2H_2O$$

На металле появляется слой бурой ржавчины, состоящей из $(Fe^{II}Fe_2^{III})O_4$ и $FeO(OH)$; из-за своей рыхлости ржавчина не предохраняет железо от дальнейшего окисления, и в результате металл рассыпается в порошок. Для защиты железных конструкций от коррозии (см. раздел 16) используется нанесение металлических покрытий (цинкование, лужение, никелирование, хромирование) или покрытий эмалями, лаками и красками.

Железо образует множество сплавов с различными металлами и неметаллами; одни из них попадают в железо при его выплавке в промышленных условиях (C, S, P, Si), другие вводятся искусственно (Mn, Ni, Cr и др.) для придания сплавам технически полезных свойств (твердость, термическая и коррозионная стойкость, ковкость и др.).

Почти все выплавляемое в промышленности железо содержит углерод, в зависимости от условий углерод может оказаться растворенным в железе, химически с ним связанным в карбид железа — *цементит* Fe_3C и распределенным в железе в виде кристалликов графита. Углерод существенно изменяет свойства железа: понижает температуру плавления (например, до 1145 °C при содержании 4,28% C), повышает твердость и хрупкость, уменьшает ковкость и свариваемость.

В зависимости от содержания углерода в железе различают *чугуны* (> 2,06% C) и *стали* (0,2—2,06% C). Отрасль тяжелой промышленности по производству чугуна, стали, других сплавов железа (*ферросплавов*) и изделий из них называется *черной металлургией*.

Производство чугуна начинается с подготовки руд, при этом оксидные руды, содержащие минералы *магнетит* $(Fe^{II}Fe_2^{III})O_4$, *гематит* Fe_2O_3 и *лимонит* $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$, обогащают (отделяют от пустой породы), а неоксидные руды, содержащие минералы *пирит* FeS_2, *пирротин* FeS и *сидерит* $FeCO_3$, обжигают на воздухе (переводят в оксиды):

$$4FeS_2 + 11O_2 = 2Fe_2O_3 + 8SO_2$$

$$6FeCO_3 + O_2 = 2(Fe^{II}Fe_2^{III})O_4 + 6CO_2$$

Выплавку чугуна проводят в специальных печах — домнах. *Доменный процесс* складывается из следующих стадий:

а) получение восстановителя — монооксида углерода CO из кокса и горячего воздуха:

$$C + O_2 = CO_2, \; CO_2 + C \rightleftarrows 2CO$$

б) восстановление руды:

$$3Fe_2O_3 + CO = 2(Fe^{II}Fe_2^{III})O_4 + CO_2$$

$$(Fe^{II}Fe_2^{III})O_4 + CO = 3FeO + CO_2$$

$$FeO + CO = Fe + CO_2$$

в) науглероживание железа — растворение углерода в железе с образованием чугуна и понижение температуры плавления чугуна примерно на 400 °C.

Чугун либо непосредственно используют для литья чугунных изделий, либо отправляют на передел в сталь.

Выплавка стали проводится в специальных печах — конвертерных, мартеновских или электрических. Неметаллические примеси частично выгорают с образованием оксидов. При этом оксиды либо удаляются в виде отходящих газов (CO_2, SO_2), либо связываются в легко отделяемый шлак — смесь $Ca_3(PO_4)_2$ и $CaSiO_3$.

Сталь используют как конструкционный материал или после легирования (введения металлических добавок) как материал для изготовления инструментов, в том числе быстрорежущих, жаростойких, коррозионно-устойчивых.

Соединения железа(II) проявляют сильные восстановительные свойства ($Fe^{II} \longrightarrow Fe^{III}$) и устойчивы только в инертной атмосфере. Они на воздухе (медленно) или в водном растворе при действии окислителей (быстро) переходят в соединения железа(III), окрашенные в желтый цвет:

а) $6FeO + O_2 \xrightarrow{400\ °C} 2(Fe^{II}Fe_2^{III})O_4$

$4(Fe^{II}Fe_2^{III})O_4 + O_2 \xrightarrow{600\ °C} 6Fe_2O_3$

б) $2Fe(OH)_2 + H_2O_2 = 2FeO(OH)\downarrow + 2H_2O$

$Fe(OH)_2 + NaNO_2 = FeO(OH)\downarrow + NO\uparrow + NaOH$

в) $FeSO_4 + 4HNO_3$(конц.) $= Fe(NO_3)_3 + H_2SO_4 + NO_2\uparrow + H_2O$

$5FeCl_2 + 8HCl$(разб.) $+ KMnO_4 =$

$= 5FeCl_3 + MnCl_2 + 4H_2O + KCl$

Поэтому осаждаемый из водного раствора белый гидроксид $Fe(OH)_2$ быстро буреет, переходя в $FeO(OH)$. Оксид FeO и гидроксид $Fe(OH)_2$ проявляют осно́вные свойства, кислотами переводятся в соответствующие соли ($FeCl_2$, $FeSO_4$ и др.).

Соединения железа(III) довольно устойчивы к окислению и восстановлению. При действии сильных восстановителей Fe_2O_3 и $FeO(OH)$ переходят в Fe, а соли железа(III) в водном растворе — в соли железа(II):

а) $Fe_2O_3 + 3H_2 \xrightarrow{1100\ °C} 2Fe + 3H_2O$

$2FeO(OH) + 3H_2 \xrightarrow{600\ °C} 2Fe + 4H_2O$

б) $2FeCl_3 + 2KI = 2FeCl_2 + I_2\downarrow + 2KCl$

$Fe_2(SO_4)_3 + 2H^0$ (Fe, разб. H_2SO_4) $= 2FeSO_4 + H_2SO_4$

Последнюю реакцию проводят при встряхивании раствора соли железа(III), имеющего кислотную среду из-за гидролиза по катиону, с железными опилками (фактическим восстановителем является атомарный водород H^0).

При действии очень сильных окислителей соединения железа(III) переходят в соединения железа(VI) — *ферраты* (содержат анион FeO_4^{2-}):

$\underset{\text{бурый}}{2FeO(OH)} + 10KOH$(конц.) $+ 3Br_2 = \underset{\text{красный}}{2K_2FeO_4} + 6H_2O + 6KBr$

Ферраты устойчивы только в сильнощелочной среде; при понижении щелочности среды они становятся сильными окислителями, при кипячении легко окисляют даже оксидный кислород и аммиачный азот:

а) $4FeO_4^{2-} + 6H_2O = 4FeO(OH)\downarrow + 8OH^- + 3O_2\uparrow$

$4FeO_4^{2-} + 2OH^- = 4Fe^{3+} + 10H_2O + 3O_2$

б) $2K_2FeO_4 + 2(NH_3 \cdot H_2O) =$

$= 2FeO(OH)\downarrow + 2H_2O + 4KOH + N_2\uparrow$

Оксид Fe_2O_3 и $FeO(OH)$ проявляют амфотерные свойства; при действии кислот они образуют соответствующие соли железа(III) — $FeCl_3$, $Fe_2(SO_4)_3$ и др., а при сплавлении с $NaOH$ или Na_2CO_3 — диоксоферрат(III) натрия $NaFeO_2$. С разбавленными щелочами $FeO(OH)$ не реагирует, но при кипячении в 50%-ном растворе $NaOH$ образуется гидроксокомплекс $Na_3[Fe(OH)_6]$:

$$FeO(OH) + H_2O + 3NaOH\text{(конц.)} = Na_3[Fe(OH)_6]\downarrow$$

Однако этот феррат(III) малорастворим, и поэтому $FeO(OH)$ не переходит в раствор, как, например, гидроксид алюминия.

Следует иметь в виду, что при осаждении из водного раствора получается гидрат оксида железа(III) неопределенного состава $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$:

$$2Fe^{3+} + 6OH^- + (n-3)H_2O = Fe_2O_3 \cdot nH_2O\downarrow$$

который при кипячении суспензии постепенно переходит в *метагидроксид железа* $FeO(OH)$. Гидроксид состава $Fe(OH)_3$ не существует.

Обнаружение ионов Fe^{2+} и Fe^{3+} в водном растворе проводят с помощью реактивов $K_3[Fe(CN)_6]$ и $K_4[Fe(CN)_6]$ соответственно; в обоих случаях выпадает продукт синего цвета, одинакового состава и строения:

$$Fe^{II}Cl_2 + K_3[Fe^{III}(CN)_6] = KFe^{III}[Fe^{II}(CN)_6]\downarrow + 2KCl$$

$$Fe^{III}Cl_3 + K_4[Fe^{II}(CN)_6] = KFe^{III}[Fe^{II}(CN)_6]\downarrow + 3KCl$$

В лабораториях этот осадок называют *берлинская лазурь* или *турнбуллева синь*. Приведем химические названия исходных реактивов и продукта реакций:

$K_3[Fe(CN)_6]$ — гексацианоферрат(III) калия

$K_4[Fe(CN)_6]$ — гексацианоферрат(II) калия

$KFe^{III}[Fe^{II}(CN)_6]$ — гексацианоферрат(II) железа(III)-калия

Кроме того, хорошим реактивом на ионы Fe^{3+} является тиоцианат-ион NCS^-; железо(III) соединяется с ним, и появляется ярко-красная окраска:

$$Fe^{3+} + 6NCS^- = [Fe(NCS)_6]^{3-}$$

Этим реактивом (например, в виде соли KNCS) можно обнаружить даже следы железа(III) в водопроводной воде, если она проходит через покрытые изнутри ржавчиной железные трубы.

Железо — седьмой по химической распространенности элемент на Земле и наиболее распространенный из тяжелых металлов. Железо известно с глубокой древности («железный век» — период в развитии человечества, наступивший в начале 1-го тысячелетия до н. э. и связанный с началом выплавки железа и изготовлением железных орудий труда и оружия).

В природе железо находится в связанном виде, входит в состав горных пород, природных вод и вод некоторых минеральных источников, содержится в живых организмах. Растения при недостатке железа не образуют *хлорофилла* и теряют возможность ассимилировать CO_2 из воздуха. У животных и человека железо — действующее начало *гемоглобина* — переносчика кислорода от органов дыхания к тканям; соединениями железа являются многие ферменты и белки. В организме взрослого человека содержится 4—5 г железа.

Вопросы и упражнения

1. Составьте электронные конфигурации Cr, Mn, Fe, Cu и Zn. Укажите число валентных и неспаренных электронов.

2. Составьте электронные конфигурации ионов Cr^{2+}, Cr^{3+}, Mn^{2+}, Fe^{2+}, Fe^{3+}, Cu^+, Cu^{2+}, Zn^{2+}. Приведите примеры соединений, содержащих эти ионы.

3. Сравните электронное строение атомов марганца и хлора. Объясните различие в их химических свойствах и наличие нескольких степеней окисления у обоих элементов.

4. Назовите следующие вещества:

$(NH_4)_2CrO_4$, $BaFeO_4$, $CrSO_4(OH)$, $Ag_2Cr_2O_7$, $Fe(HCO_3)_2$, $CrO(OH)$, H_2CrO_4, $KCr(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$, $(Cr_2Fe)O_4$, $LiCrO_2$, MnO_3F, Fe_3C

5. Напишите формулы следующих веществ:

дихромат калия	гидроксид хрома(III)
хромат свинца(II)	метагидроксид марганца
феррат бария	дисульфид(2^-) марганца(II)
оксид хрома(IV)	перманганат бария

6. Составьте уравнения реакций, иллюстрирующих окислительно-восстановительные свойства соединений марганца в водном растворе (в ответе — сумма коэффициентов):

а) $MnO_2 + H_2SO_4 + KBr =$

б) $KMnO_4 + H_2SO_4 + Al =$

в) $MnO_2 + HI$(конц.) $=$

г) $MnO_4^- + H^+ + NO_2^- =$

д) $MnO_4^- + H_2O + SO_3^{2-} =$

е) $MnO_4^- + H^+ + H_2O_2 =$

ж) $KMnO_4 + HCl$(конц.) $=$

з) $Mn(OH)_2$(суспензия) $+ O_2 =$

и) $Mn^{2+} + H^+ + PbO_2 =$

к) $Mn^{2+} + H_2O + MnO_4^- =$

л) $AgMnO_4 + HNO_3 + H^0 = Ag\downarrow + Mn(NO_3)_2 + \ldots$

м) $MnO_4^- + H_2O + SO_2 = Mn^{2+} + \ldots$

7. Предложите способы получения кристаллогидрата $MnSO_4 \cdot 5H_2O$, исходя из реагентов: а) $KMnO_4$, б) MnO_2, в) Mn.

8. Составьте уравнения реакций, иллюстрирующих окислительно-восстановительные свойства соединений хрома в водном растворе (в ответе — сумма коэффициентов):

а) $CrO_3 + H_2SO_4 = O_2\uparrow + \ldots$

б) $CrCl_2 + HCl + O_2 =$

в) $K_2Cr_2O_7 + HCl$(конц.) $=$

г) $Cr_2O_7^{2-} + H^+ + SO_2 =$

д) $Na_3[Cr(OH)_6] + Na_2O_2 = Na_2CrO_4 + \ldots$

е) $K_2CrO_4 + H_2O + H_2S = S\downarrow + \ldots$

ж) $K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 + KI =$

з) $[Cr(OH)_6]^{3-} + NaBiO_3 + H_2O = CrO_4^{2-} + Bi(OH)_3\downarrow + \ldots$

9. Прокаливают на воздухе:

а) $FeCO_3$, б) Fe, в) FeS.

Составьте уравнения реакций и обоснуйте образование железосодержащих продуктов.

10. Составьте уравнения термических реакций:

$Fe + Cl_2 =$

$Fe(NO_3)_3 =$

$Cr_2O_3 + NaOH =$

$Cr_2O_3 + NaOH =$

$CrO_3 + C$(графит) $= CO + \ldots$

$Cr(OH)_3 =$ (2 реакции)

$(NH_4)_2Cr_2O_7 = Cr_2O_3 + N_2 + \ldots$

$MnCO_3 + KClO_3 = MnO_2 + KCl + \ldots$

$KMnO_4 =$
$= K_2MnO_4 + MnO_2 + \ldots$

$MnO_2 + KOH + KNO_3 =$
$= KNO_2 + \ldots$

$Fe_2O_3 + KOH + KNO_3 =$
$= KNO_2 + \ldots$

$(Cr_2Fe)O_4 + KOH + O_2 =$
$= K_2CrO_4 + Fe_2O_3 + \ldots$

11. Какая из степеней окисления железа может считаться наиболее устойчивой? Ответ обоснуйте примерами.

12. Составьте уравнения реакций, иллюстрирующих окислительно-восстановительные свойства соединений железа в водном растворе:

а) $Fe(HCO_3)_2 + O_2 = CO_2\uparrow + \ldots$

б) $FeSO_4 + H_2SO_4 + KMnO_4 =$

в) $FeO_4^{2-} + H^+ + Mn^{2+} =$

г) $FeO_4^{2-} + H_2S = S\downarrow + OH^- + \ldots$

д) $Fe_3C + HNO_3$(разб.) $=$
$= Fe(NO_3)_3 + CO_2\uparrow + \ldots$

е) $Fe + H_2SO_4$(разб.) $=$

ж) $Fe(OH)_2 + HNO_3$(конц.) $=$

з) $FeS + HNO_3$(конц.) $=$

и) $FeS_2 + HNO_3$(конц.) $=$

к) $Fe^{3+} + H_2S =$
$= FeS\downarrow + S\downarrow + \ldots$

13. Будет ли защищена железная конструкция от электрохимической коррозии в воде, если на ней укрепить электрод из магния, свинца, цинка или никеля?

14. В водном растворе находятся одновременно ионы:

а) Mn^{2+} и Zn^{2+}; б) Fe^{2+} и Cr^{2+}; в) Fe^{3+} и Ba^{2+}.

Предложите способы их разделения (выбор реактивов не ограничивается).

15. Составьте уравнения обменных реакций в водном растворе:

$FeSO_4 + Ca(OH)_2 =$

$MnO + HCl =$

$HMnO_4 + KOH =$

$(Fe^{II}Fe_2^{III})O_4 + HCl =$

$Fe_2(SO_4)_3 + KOH =$

$Mn_2O_7 + H_2O =$

$CrCl_2 + NaOH =$

$CrCl_3 + NaOH =$ (2 реакции)

$Cr_2O_7^{2-} + OH^- = CrO_4^{2-} + \ldots$

$CrO_4^{2-} + H^+ = Cr_2O_7^{2-} + \ldots$

16. При сливании растворов:

а) $CrCl_3$ и Na_2S; б) $FeCl_3$ и Na_2CO_3

образуется осадок гидроксида и выделяется газ. Составьте уравнения реакций.

17. Составьте уравнения гидролиза солей:

$KCr(SO_4)_2$, $(NH_4)_2Fe(SO_4)_2$, $FeCl_3$ и $Mn(NO_3)_2$.

18. Как осуществить следующие превращения:

а) $Cr \longrightarrow CrCl_2 \longrightarrow Cr(OH)_2 \longrightarrow Cr(OH)_3 \longrightarrow Cr(NO_3)_3 \longrightarrow Cr_2O_3 \longrightarrow Cr$

б) $Cr \longrightarrow Cr(NO_3)_3 \longrightarrow Cr(OH)_3 \longrightarrow Na_3[Cr(OH)_6] \longrightarrow Cr(OH)_3 \longrightarrow CrCl_3$

в) $Na_3[Cr(OH)_6] \longrightarrow Na_2CrO_4 \longrightarrow Na_2Cr_2O_7 \longrightarrow Cr_2(SO_4)_3 \longrightarrow CrSO_4$

г) $Mn \longrightarrow MnSO_4 \longrightarrow Mn(OH)_2 \longrightarrow MnO(OH) \longrightarrow MnO_2 \longrightarrow MnCl_2 \longrightarrow Mn$

д) $Fe \longrightarrow Fe(OH)_2 \longrightarrow FeO(OH) \longrightarrow (Fe^{II}Fe_2^{III})O_4 \longrightarrow Fe(NO_3)_3 \longrightarrow Fe_2O_3$

е) $Fe \longrightarrow FeCl_2 \longrightarrow FeCl_3 \longrightarrow FeO(OH) \longrightarrow K_2FeO_4 \longrightarrow FeO(OH) \longrightarrow Fe_2O_3 \longrightarrow Fe$

ж) $Fe(S_2) \longrightarrow Fe_2O_3 \longrightarrow (Fe^{II}Fe_2^{III})O_4 \longrightarrow FeO \longrightarrow Fe \longrightarrow FeCl_3 \longrightarrow FeCl_2$

О т в е т ы

6. а) 10 (продукты $MnSO_4$, Br_2, H_2O, K_2SO_4); б) 78 (продукты $Al_2(SO_4)_3$, $MnSO_4$, H_2O, K_2SO_4); в) 9 (продукты MnI_2, I_2, H_2O); г) 23 (продукты Mn^{2+}, H_2O, NO_3^-); д) 7 (продукты MnO_2, SO_4^{2-}, OH^-); е) 28 (продукты Mn^{2+}, O_2, H_2O); ж) 35 (продукты $MnCl_2$, Cl_2, H_2O, KCl); з) 11 (продукты $MnO(OH)$, H_2O); и) 20 (продукты MnO_4^-, Pb^{2+}, H_2O); к) 16 (продукты MnO_2, H^+); л) 15 (образуется H_2O); м) 20 (образуются SO_4^{2-}, H^+). **8.** а) 21 (образуются $Cr_2(SO_4)_3$, H_2O); б) 15 (продукты $CrCl_3$, H_2O); в) 29 (продукты $CrCl_3$, Cl_2, H_2O, KCl); г) 12 (продукты Cr^{3+}, SO_4^{2-}, H_2O); д) 17 (образуются $NaOH$, H_2O); е) 16 (образуются $Cr(OH)_3$, KOH); ж) 29 (продукты $Cr_2(SO_4)_3$, I_2, H_2O, K_2SO_4); з) 19 (образуются Na^+, OH^-). **12.** а) 19 (образуются $FeO(OH)$, H_2O); б) 36 (продукты $MnSO_4$, $Fe_2(SO_4)_3$, H_2O, K_2SO_4); в) 60 (продукты MnO_4^-, Fe^{3+}, H_2O); г) 14 (образуется $FeO(OH)$); д) 51 (образуются NO_2, H_2O); е) 4 (продукты $FeSO_4$, H_2); ж) 10 (продукты $Fe(NO_3)_3$, NO_2, H_2O); з) 29 (продукты $Fe(NO_3)_3$, H_2SO_4, NO_2, H_2O); и) 44 (продукты $Fe(NO_3)_3$, H_2SO_4, NO_2, H_2O); к) 14 (образуется H^+).

В. ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

21. ТЕОРИЯ ХИМИЧЕСКОГО СТРОЕНИЯ. КЛАССЫ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Предмет органической химии. Теория химического строения А. М. Бутлерова. Развернутые и сокращенные структурные формулы. Зависимость свойств органических веществ от химического строения. Изомерия. Ациклические и циклические соединения. Первичный, вторичный, третичный и четвертичный атомы водорода.

Классы органических соединений. Функциональные группы. Гомологические ряды органических соединений.

Природа химической связи в органических соединениях. Реакции замещения, присоединения и разложения. Реакции образования радикалов и ионов.

Органическая химия — это химия соединений углерода; точнее, химия углеводородов и их производных. Органические соединения обязательно включают в себя атомы углерода и водорода и часто содержат также атомы кислорода, азота, галогенов и других элементов. Многообразие органических соединений, их свойства и превращения объясняет теория химического строения (А. М. Бутлеров, 1861—1864 гг.).

ТЕОРИЯ ХИМИЧЕСКОГО СТРОЕНИЯ

Химическое строение — это определенная последовательность расположения атомов в молекуле. Строение молекулы органического соединения изображается *структурной фор-*

мулой (развернутой или сокращенной), в которой символы связанных атомов соединяются валентной чертой, например, для этанола C_2H_5OH:

развернутая структурная формула	сокращенная структурная формула
H—C(H)(H)—C(H)(H)—O—H	$CH_3—CH_2—OH$

```
    H  H
    |  |
H—C—C—O—H
    |  |
    H  H
```

В очевидных случаях одинарные связи не указывают: CH_3CH_2OH.

Химические свойства зависят не только от состава (числа атомов того или иного элемента) вещества, но и от его химического строения. Один и тот же состав может соответствовать нескольким органическим соединениям с разным строением и соответственно разными свойствами. Это явление называется *структурной изомерией*. Например:

Состав C_2H_6O → этанол $CH_3—CH_2—OH$
Состав C_2H_6O → диметиловый эфир $CH_3—O—CH_3$

Такие вещества называют *структурными изомерами*.

В зависимости от того, как соединены между собой атомы углерода, различают:

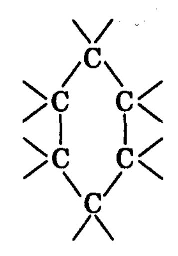
а) *ациклические соединения*, характеризующиеся открытой цепью атомов углерода, например:

```
 |   |   |   |              |   |       |
—C—C—C—C—            —C—C═C—C—
 |   |   |   |              |   |   |   |
       —C—                          —C—
         |                            |
```

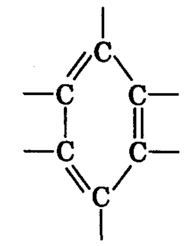
насыщенные (с одинарными связями) соединения

ненасыщенные соединения

б) *циклические соединения*, имеющие замкнутую в цикл цепь атомов углерода, например:



алициклические соединения — циклические соединения неароматического характера



ароматические соединения

Ациклические соединения могут содержать как *прямую* цепь атомов углерода, так и *разветвленную*. Поэтому различают атомы углерода: *первичный* (соединен с одним другим атомом углерода), *вторичный* (соединен с двумя атомами углерода), *третичный* (соединен с тремя атомами углерода) и *четвертичный* (соединен с четырьмя атомами углерода). Прямая углеродная цепь состоит только из первичных и вторичных атомов углерода; разветвленная цепь содержит также третичные и четвертичные атомы углерода:

```
                4″
                C
1   2   3   |4  5   6
C—C—C—C—C—C
    |       |
    C       C
    2′      4′
```

где атомы 1, 2′, 4′, 4″, 6 — первичные; атомы 3, 5 — вторичные; атом 2 — третичный; атом 4 — четвертичный.

Приведем, например, все возможные изомеры для соединения состава C_3H_8O. Во-первых, запишем прямую (неразветвленную) цепь атомов углерода с тремя атомами углерода и спиртовую группу —OH соединим с первичным атомом углерода. Получим формулу первого изомера:

$$CH_3—CH_3—CH_2—OH$$

Переместим теперь группу —OH ко вторичному атому углерода, получаем формулу второго изомера:

```
CH3—CH—CH3
      |
      OH
```

Составим, наконец, прямую цепь атомов углерода и включим в нее атом кислорода. Получаем формулу третьего изомера (простой эфир):

$$CH_3—O—CH_2—CH_2$$

Таким образом, существуют три изомерных соединения состава C_3H_8O — первичный и вторичный спирты и простой эфир.

КЛАССИФИКАЦИЯ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Все органические соединения делятся на классы. Исходный класс — *углеводороды*, они состоят только из атомов углерода С и водорода Н. Существует несколько *гомологических рядов* углеводородов (табл. 6); члены каждого ряда имеют сходное строение и свойства. Их молекулы отличаются друг от друга на одну или несколько групп CH_2 (*гомологическая разность*); например, в ряду алканов молекулы представителей этого ряда — этана C_2H_6 и пропана C_3H_8 отличаются от молекулы простейшего алкана — метана CH_4 соответственно на одну и две группы CH_2.

Таблица 6. Важнейшие ряды класса углеводородов

Название ряда	Отличительный признак	Пример
Алканы	цепь С—С	$CH_3—CH_2—CH_3$
Циклоалканы	цикл $\{C\}_n$	цикло-C_6H_{12}
Алкены	С═С	$CH_3—CH═CH_2$
Алкадиены	С═С—С═С	$CH_2═CH—CH═CH_2$
Алкины	С≡С	$CH_3—C≡CH$
Арены	цикл $\{C═C\}_3$	$C_6H_5—CH_3$

Группы атомов углеводородов, которые во многих реакциях могут переходить в молекулы продуктов не изменяясь, называются *радикалами* (общее обозначение R); например, от углеводорода метан CH_4 радикалом будет группа CH_3— (метил).

Остальные классы органических соединений являются *производными* углеводородов. Принадлежность соединения к тому или иному классу определяется наличием в его составе одной из *функциональных групп*, таких, как

$$—Cl, —OH, —CHO, —COOH, —NO_2, —NH_2 \text{ и др.}$$

Функциональные группы обусловливают характерные химические свойства членов этих классов (табл. 7).

Таблица 7. Важнейшие классы органических соединений, содержащих функциональные группы

Название, общая формула	Отличительный признак	Пример
Галогенпроизводные углеводородов R—X (X = F, Cl, Br, I)	связь С—X	$CH_3—CH_2—Cl$
Спирты R—OH (R — ациклический или алициклический радикал)	С—OH	$CH_3—CH_2—OH$ цикло-C_6H_{11}—OH
Фенолы R—OH (R — ароматический радикал)	С(цикл) —OH	$C_6H_5—OH$
Простые эфиры R—O—R′	С—O—С	$CH_3—CH_2—O—CH_3$
Альдегиды R—C(H)O	C(═O)H	$CH_3—CH_2—C(═O)H$
Кетоны R—C(═O)—R′	C═O	$(CH_3)(CH_3—CH_2)C═O$
Карбоновые кислоты R—COOH	C(═O)OH	$CH_3—CH_2—C(═O)OH$

Название, общая формула	Отличительный признак	Пример
Сложные эфиры $R{-}COOR'$	$C(=O){-}O{-}C$	$CH_3{-}CH_2{-}C(=O){-}O{-}CH_3$
Нитросоединения $R{-}NO_2$	$C{-}N(=O){\to}O$	$CH_3{-}CH_2{-}N(=O){\to}O$
Аминосоединения $R{-}NH_2$	$C{-}N\langle{}^{N}_{N}$	$C_6H_5{-}N\langle{}^{H}_{H}$
α-Аминокислоты $R{-}CH(NH_2){-}COOH$	$C{-}CH(NH_2){-}C(=O){-}OH$	$CH_3{-}CH(NH_2){-}C(=O){-}OH$

Органические соединения образованы главным образом ковалентными связями. Если ковалентная связь полярна, электронная плотность оказывается смещенной в сторону более электроотрицательного атома. Вследствие этого на атомах появляются частичные заряды — положительный (δ+) и отрицательный (δ⁻):

$$\overset{\delta^+}{CH_3}{-}\overset{\delta^-}{Br},\quad CH_3{-}\overset{\delta^+}{CH}{=}\overset{\delta^-}{CH_2}$$

Химические реакции, типичные для органических соединений, можно классифицировать по различным признакам.

1) По типу химического превращения:

реакции замещения, сопровождающиеся образованием новых ковалентных связей при замещении одного атома (или группы атомов) на другие атомы или группы атомов, например

$$CH_3{-}H + Cl_2 \longrightarrow CH_3{-}Cl + HCl$$
$$CH_3{-}Cl + NaOH \rightleftarrows CH_3{-}OH + NaCl$$

реакции присоединения (синтез), сопровождающиеся образованием новых σ-связей за счет разрыва π-связи, например

$$CH_2{=}CH_2 + HBr \longrightarrow H{-}CH_2{-}CH_2{-}Br$$

реакции разложения, сопровождающиеся образованием новых, более простых по составу молекул, например

$$H{-}\underset{H}{\overset{H}{C}}{-}\underset{OH}{\overset{H}{C}}{-}H \xrightarrow{H_2SO_4\ (конц.)} CH_2{=}CH_2 + H_2O$$

2) По способу разрыва связи:

реакции с образованием радикалов, сопровождающиеся симметричным разрывом связи (*гомолитический* разрыв связи), например

$$A\bullet\}\bullet B \longrightarrow \underset{радикалы}{A\bullet + \bullet B} \qquad (\text{при } \chi_A = \chi_B)$$

реакции с образованием ионов, сопровождающиеся несимметричным разрывом связи (*гетеролитический* разрыв связи), например

$$A\}\bullet\bullet B \longrightarrow \underset{катион}{A^+} + \underset{анион}{:B^-} \qquad (\text{при } \chi_A < \chi_B)$$

Вопросы и упражнения

1. Укажите, какие из перечисленных соединений являются органическими:

Na_2CO_3, C_3H_8, C_2H_5Cl, C_2H_4, CaC_2, $NaCl$, CH_3COOH, CO_2, CH_3NH_2, $C_6H_5NO_2$, $Ca(CN)_2$, H_2S, C_2H_2, CH_3OH, HNO_3, CO

2. Составьте развернутые структурные формулы органических соединений:

C_2H_6, CH_3OH, $C_2H_5OC_3H_7$, C_3H_7OH, C_3H_8, $C_2H_5NH_2$, C_2H_5Br

3. Для веществ, приведенных в упр. **2**, напишите сокращенные структурные формулы.

4. В следующих углеродных цепях укажите первичные, вторичные, третичные и четвертичные атомы углерода:

```
  |  |  |         |  |  |  |           |
 —C—C—C—        —C=C—C—C—           —C—
  |  |  |               |  |            |
 —C—                   —C—         —C—C—C—
  |                     |               |
                                       —C—
                                        |
```

5. Составьте структурные формулы всех возможных изомеров для молекулярных формул: а) C_4H_{10}, б) $C_4H_{10}O$. Укажите первичные, вторичные и третичные атомы углерода.

6. Укажите насыщенные, ненасыщенные, алициклические и ароматические соединения:

```
CH—CH3    H2C—CH2    CH2—CH2          CH
‖           |    |       |      |         /  \\
CH—CH3    H2C—CH2    CH2   CH2     HC     CBr
             \  /        |             ‖      |
             CH2       CH2Br         HC     CH
                                        \\  /
                                         CH
```

7. Назовите классы, к которым принадлежат органические соединения:

CH_3NH_2, CH_3COOH, $C_2H_5NO_2$, $CH_3C(O)OC_2H_5$, $CH_3C(O)C_2H_5$, $C_2H_5OCH_3$, $C_2H_5C(O)H$, C_2H_6, C_2H_5Br, C_3H_6, C_6H_5OH, C_6H_{12}

22. ПРЕДЕЛЬНЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ. ЦИКЛОАЛКАНЫ

Предельные углеводороды (алканы, парафины). Гомологический ряд алканов, номенклатура. Алкилы. Строение предельных углеводородов.

Химические свойства алканов. Взаимодействие с галогенами. Механизм реакций замещения. Способы получения алканов.

Метан и этан как важнейшие представители предельных углеводородов.

Понятие о циклоалканах.

АЛКАНЫ. СТРОЕНИЕ, НОМЕНКЛАТУРА

Предельные углеводороды (*алканы, парафины, жирные* или *алифатические* соединения) — это соединения углерода с водородом, в молекулах которых атомы углерода соединены между собой *одинарной* связью. Общая формула гомологического ряда алканов C_nH_{2n+2}. Радикал, получающийся при отрыве одного атома водорода от молекулы предельного углеводорода, называется *алкилом*; общая формула алкилов

C_nH_{2n+1}. Приведем формулы и названия первых шести алканов (C_1—C_6) и отвечающих им радикалов:

Алкан	Алкил
CH_4, метан	—CH_3, метил
C_2H_6, этан	—C_2H_5, этил
C_3H_8, пропан	—C_3H_7, пропил
C_4H_{10}, бутан	—C_4H_9, бутил
C_5H_{12}, пентан	—C_5H_{11}, пентил
C_6H_{14}, гексан	—C_6H_{13}, гексил

Для составления названий алканов с разветвленной цепью, например алкана

```
         CH3  CH3
 1       |2   |3    4     5
CH3—CH—CH—CH2—CH3
```

выбирают самую длинную углеродную цепь (в примере — 5 атомов) и получают основу названия (5 — пентан). Нумеруют цепь (от 1 до 5) так, чтобы заместители (—CH_3) получили наименьшие номера (2 и 3). В названии арабскими цифрами указывают положение заместителей, а приставками ди-(2), три-(3), тетра-(4) и т. д. — число одинаковых заместителей. Таким образом, в нашем примере алкан должен быть назван 2,3-диметилпентан.

При наличии разных заместителей их названия расставляют по алфавиту, т. е., например, сначала *метил*, а затем *этил*. Пример:

```
                           CH3   CH2—CH3
 7      6      5      |4     |3     2      1
CH3—CH2—CH2—CH—CH—CH2—CH3
```

4-метил-3-этилгептан

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АЛКАНОВ

Алканы химически относительно инертные соединения. В алканах атомные орбитали углерода имеют sp^3-гибридизацию; четыре электронных облака атома углерода направлены

в вершины тетраэдра под углами 109°28′. Ковалентные связи, образуемые каждым атомом углерода, в алканах малополярны. Поэтому алканы вступают только в реакции замещения, протекающие с симметричным (радикальным) разрывом связей С—Н. Эти реакции обычно идут в жестких условиях (высокая температура, освещение). В результате становится возможным замещение водорода на галоген (Cl, Br) и нитрогруппу (NO_2), например, при обработке метана хлором:

$$CH_4 \xrightarrow[-HCl]{Cl_2} CH_3Cl \xrightarrow[-HCl]{Cl_2} CH_2Cl_2 \xrightarrow[-HCl]{Cl_2} CHCl_3 \xrightarrow[-HCl]{Cl_2} CCl_4$$

В таких реакционных схемах вещество над стрелкой означает второй (часто неорганический) реагент, а вещество со знаком «минус» под стрелкой — второй продукт, т. е. первый этап схемы отвечает уравнению

$$CH_4 + Cl_2 \longrightarrow CH_3Cl + HCl$$

В тех алканах, где, кроме первичных, есть также вторичные и третичные атомы углерода, замещение обычно протекает с образованием смеси однозамещенных продуктов (т. е. в каждой молекуле замещается один атом водорода), например:

$$\underset{\text{пропан}}{CH_3CH_2CH_3} \xrightarrow{Cl_2,\ \text{свет}} \underset{\text{1-хлорпропан}}{CH_3CH_2CH_2Cl}, \quad \underset{\text{2-хлорпропан}}{CH_3CHClCH_3}$$

ЦИКЛОАЛКАНЫ

Аналогичными свойствами (достаточной химической инертностью) обладают *циклоалканы* (*циклопарафины*), т. е. предельные углеводороды циклического строения. Так, циклопентан взаимодействует с хлором на свету:

$$C_5H_{10} \xrightarrow[-HCl]{Cl_2,\ \text{свет}} \underset{\text{хлорциклопентан}}{C_5H_9Cl}$$

(циклопентан: $H_2C—CH_2$, $H_2C\ \ CH_2$, CH_2 → хлорциклопентан: $H_2C—CH—Cl$, $H_2C\ \ CH_2$, CH_2)

Общая формула гомологического ряда циклоалканов C_nH_{2n} ($n \geqslant 3$). Источниками алканов и циклоалканов в промышленности являются нефть, природный газ, каменный уголь.

ПОЛУЧЕНИЕ ПРЕДЕЛЬНЫХ УГЛЕВОДОРОДОВ

В лаборатории предельные углеводороды получают:

1) по *реакции Вюрца* — действием натрия на галогенпроизводные углеводородов, например

$$\underset{\text{бромэтан}}{C_2H_5{-}Br} + 2Na + Br{-}C_2H_5 \xrightarrow[-NaBr]{} \underset{\text{бутан}}{CH_3CH_2CH_2CH_3}$$

$$\underset{\text{1,5-дибромпентан}}{BrCH_2CH_2CH_2CH_2CH_2Br} + 2Na \xrightarrow[-2NaBr]{} \underset{\text{циклопентан}}{C_5H_{10}}$$

2) каталитическим *гидрированием* этиленовых углеводородов (катализаторы Pt, Pd, Ni), например

$$\underset{\text{этилен}}{CH_2{=}CH_2} \xrightarrow{H_2} \underset{\text{этан}}{CH_3{-}CH_3}$$

3) *сплавлением* солей карбоновых кислот с гидроксидом натрия, например

$$\underset{\text{ацетат натрия}}{CH_3{-}C(=O)ONa} + NaOH \xrightarrow[-Na_2CO_3]{t} \underset{\text{метан}}{CH_4}$$

4) *изомеризацией* на катализаторе, например

$$\underset{\text{бутан}}{CH_3CH_2CH_2CH_3} \xrightarrow{t,\ AlCl_3} \underset{\text{изобутан (2-метилпропан)}}{(CH_3)_2CH{-}CH_3}$$

При *горении* метана выделяется много теплоты:

$$CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O + 880\ \text{кДж}$$

Поэтому его (в виде природного газа) широко применяют в качестве топлива в быту и в промышленности.

Вопросы и упражнения

1. Укажите, какие из следующих углеводородов являются гомологами метана:

C_6H_{12}, C_3H_6, C_7H_{16}, C_8H_{14}, $C_{10}H_{18}$, $C_{12}H_{26}$, C_7H_8, $C_{15}H_{32}$, C_9H_{20}

Составьте сокращенные структурные формулы гомологов метана с прямой цепью.

2. Составьте структурные формулы следующих веществ:

3-метилпентан, 2,3-дихлорбутан,
2,3-диметил-4,4-диэтилгептан, 2-бром-1-фторпропан,
2,4-диметил-3,4-диэтилоктан, 2-фтор-3,4-дихлорпентан,
1,3,3,5-тетрабромгептан.

3. Составьте формулы и названия:

а) трех изомеров C_5H_{12}; б) пяти изомеров C_6H_{14}.

4. Назовите следующий алкан:

```
              CH3
              |
C2H5—CH—C—C4H9
          |     |
         CH3  CH3
```

5. Назовите вещества, представленные углеводородными цепями:

```
  |   |   |
—C—C—C—
  |   |   |
    —C—
      |
      I
```

```
        |
      —C—
   |   |   |
—C—C—C—
   |   |   |
      II
```

```
        |
      —C—
   |   |   |   |
—C—C—C—C—Br
   |   |   |   |
—C—     Br
   |
—C—
   |
      III
```

```
       |
       Br
   |   |   |   |   |   |
—C—C—C—C—C—C—
   |   |   |   |   |   |
   Br   —C—
           |
      IV
```

Одинаковыми или разными являются вещества I и II, III и IV? Ответ обоснуйте.

6. Напишите структурную формулу циклоалкана C_6H_{12} и назовите его.

7. Напишите уравнения реакций, представленных схемами:

а) метан ⟶ хлорметан ⟶ дихлорметан ⟶ ⟶ трихлорметан ⟶ CCl_4

б) CH_3CH_2COONa ⟶ этан ⟶ хлорэтан ⟶ ⟶ бутан ⟶ CO_2

в) 1,6-дихлоргексан ⟶ циклогексан ⟶ ⟶ бромциклогексан

23. НЕПРЕДЕЛЬНЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ РЯДА ЭТИЛЕНА. ДИЕНОВЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ

Алкены (олефины) — непредельные углеводороды ряда этилена.

Гомологический ряд и номенклатура. Строение алкенов. Геометрическая изомерия.

Химические свойства алкенов, реакции присоединения. Правило Марковникова. Качественная реакция на алкены. Диеновые углеводороды (алкадиены).

Способы получения алкенов. Этилен как важнейший представитель алкенов.

Полимеры. Природный и синтетический каучук.

АЛКЕНЫ. СТРОЕНИЕ, НОМЕНКЛАТУРА

Непредельные углеводороды ряда этилена (*алкены, олефины*) — это углеводороды, в молекулах которых содержатся атомы углерода, соединенные между собой двойной связью. Простейший представитель — этилен C_2H_4. Этиленовые углеводороды образуют гомологический ряд с общей формулой C_nH_{2n}:

C_2H_4 — этилен (этен)	C_5H_{10} — пентен
C_3H_6 — пропилен (пропен)	C_6H_{12} — гексен
C_4H_8 — бутилен (бутен)	C_7H_{14} — гептен и т. д.

Для углеводородов C_2—C_4 одинаково употребительны традиционные названия (типа этилен) и систематические назва-

ния (типа этен). Радикалы этена и пропена носят специальные названия:

винил $CH_2{=}CH-$ и аллил $CH_2{=}CH-CH_2-$

Атомы углерода в алкенах, образующие *двойную* связь, находятся в sp^2-гибридном состоянии; σ-связь двойной связи C═C и σ-связи C—H лежат в одной плоскости под углами 120° друг к другу, а π-связь двойной связи C═C представляет собой электронное облако, вытянутое в направлении, перпендикулярном плоскости σ-связей. Следствием такого строения алкенов является возможность *геометрической изомерии* (*цис-транс*-изомерии) в зависимости от положения заместителей, например:

$$\begin{matrix} CH_3 & & CH_3 \\ & C{=}C & \\ H & & H \end{matrix} \qquad \begin{matrix} CH_3 & & H \\ & C{=}C & \\ H & & CH_3 \end{matrix}$$

цис-бутен-2 *транс*-бутен-2

(*цис* — от лат. «рядом, по одну сторону», *транс* — от лат. «напротив, по разные стороны»).

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АЛКЕНОВ

Вследствие меньшей прочности π-связи по сравнению с σ-связью она легко разрывается, в результате чего протекают *реакции присоединения* к алкенам и образуются насыщенные органические соединения. Как правило, такие реакции протекают в мягких условиях, часто на холоду и в растворителях, например в воде, тетрахлориде углерода (тетрахлорметане) CCl_4 и др.:

$$\underset{\text{пропен}}{CH_3-CH{=}CH_2} \xrightarrow{Br_2\text{ (вода)}} \underset{\text{1,2-дибромпропан}}{CH_3-CH(Br)-CH_2Br}$$

Аналогично протекает взаимодействие алкенов с бромоводородом:

$$\underset{\text{этилен}}{CH_2{=}CH_2} \xrightarrow{HBr} \underset{\text{бромэтан}}{CH_2(Br)-CH_2(Br)}$$

Присоединение галогеноводородов к несимметричным алкенам теоретически может привести к двум продуктам:

$$\underset{\text{пропен}}{CH_3-CH{=}CH_2} + HI \rightarrow \begin{cases} CH_3-CH_2-CH_2I \\ CH_3-CH(I)-CH_3 \end{cases}$$

Согласно *правилу Марковникова* присоединение галогеноводородов к несимметричным алкенам протекает так, что водород присоединяется к тому атому углерода, который содержит большее число атомов водорода, а атом галогена — к атому углерода с меньшим числом H. В приведенной выше реакции продуктом будет соединение 2-иодпропан $CH_3CH(I)CH_3$.

По правилу Марковникова протекает и *реакция гидратации*, т. е. реакция присоединения воды в присутствии катализатора:

$$\underset{\text{пропен}}{CH_3-CH{=}CH_2} + H-OH \longrightarrow \underset{\text{пропанол-2}}{CH_3-CH(OH)-CH_2(H)}$$

Алкены обесцвечивают раствор перманганата калия на холоду в нейтральной среде, при этом образуются гликоли (двухатомные спирты):

$$\underset{\text{этилен}}{CH_2{=}CH_2} \xrightarrow{KMnO_4,\ H_2O,\ 0\ ^\circ C} \underset{\text{этиленгликоль}}{CH_2(OH)-CH_2(OH)}$$

Обесцвечивание бромной воды и раствора перманганата калия служит *качественной реакцией* на непредельные углеводороды.

АЛКАДИЕНЫ

Большое практическое значение находят непредельные углеводороды, содержащие две двойные связи C═C — *диеновые углеводороды* (*алкадиены*), особенно *сопряженные диены*, в которых две двойные связи C═C разделены простой связью C—C:

$$\overset{1}{C}H_2{=}\overset{2}{C}H-\overset{3}{C}H{=}\overset{4}{C}H_2 \qquad \overset{1}{C}H_2{=}\overset{2}{C}(CH_3)-\overset{3}{C}H{=}\overset{4}{C}H_2$$

бутадиен-1,3 (дивинил) 2-метилбутадиен-1,3 (изопрен)

Алкадиены вступают в те же реакции присоединения, что и алкены. Сопряженные диены проявляют особые свойства, в частности, образуют продукты 1,4-присоединения с одной двойной связью посредине:

$$\underset{\text{бутадиен-1,3}}{CH_2{=}CH{-}CH{=}CH_2} \xrightarrow{Br_2} \underset{\text{1,4-дибромбутен-2}}{\underset{|}{\overset{Br}{}}CH_2{-}CH{=}CH{-}\overset{Br}{CH_2}}$$

Алкены и алкадиены способны вступать в *реакции полимеризации*:

а) $n\ \underset{\text{этилен}}{CH_2{=}CH_2} \longrightarrow \underset{\text{полиэтилен}}{[CH_2{-}CH_2]_n}$

б) $n\ \underset{\text{бутадиен-1,3 (дивинил)}}{CH_2{=}CH{-}CH{-}CH_2} \longrightarrow \underset{\text{полибутадиеновый каучук}}{[CH_2{-}CH{=}CH{-}CH_2]_n}$

в) $n\ \underset{\text{2-метилбутадиен-1,3 (изопрен)}}{CH_2{=}\overset{CH_3}{C}{-}CH{=}CH_2} \longrightarrow \underset{\text{полиметилбутадиеновый каучук}}{[CH_2{-}\overset{CH_3}{C}{=}CH{-}CH_2]_n}$

Последний каучук — это полимер, существующий в природе (натуральный каучук), а полибутадиеновый каучук получен искусственно (С. В. Лебедев, 1932 г.) и называется *синтетическим каучуком.*

ПОЛУЧЕНИЕ АЛКЕНОВ И АЛКАДИЕНОВ

В лаборатории алкены получают:

1) *дегидратацией спиртов* (отщеплением воды от спиртов), например

$$\underset{\text{этанол}}{CH_3{-}CH_2{-}OH} \xrightarrow[-H_2O]{H_2SO_4\text{ (конц.)}, 180\ °C} \underset{\text{этилен}}{CH_2{=}CH_2}$$

2) *дегидрогалогенированием* — отщеплением галогеноводорода от моногалогенопроизводного под действием спиртового раствора щелочи, например:

$$\underset{\text{2-хлорпропан}}{CH_3{-}\overset{Cl}{CH}{-}CH_3} \xrightarrow[-HCl]{KOH,\ \text{спирт},\ t} \underset{\text{пропен}}{CH_3{-}CH{=}CH_2}$$

В промышленности для получения алкенов используют метод *каталитического дегидрирования* алканов, например:

а) $\underset{\text{этан}}{CH_3{-}CH_3} \xrightarrow[-H_2O]{Ni,\ Pd,\ 600\ °C} \underset{\text{этилен}}{CH_2{=}CH_2}$

б) $\underset{\text{бутан}}{CH_3CH_2CH_2CH_3} \xrightarrow[-H_2]{Cr_2O_3/Al_2O_3,\ 700\ °C} \underset{\text{бутадиен-1,3}}{CH_2{=}CHCH{=}CH_2}$

По *способу Лебедева* бутадиен-1,3 получают из этанола на катализаторе:

$$C_2H_5OH \xrightarrow[-H_2O,\ H_2]{400{-}500\ °C} CH_2{=}CH{-}CH{=}CH_2$$

Вопросы и упражнения

1. Укажите, какие из веществ являются гомологами этилена (или их галогенпроизводными):

$C_6H_{10}Br_2$, C_3H_8, C_7H_{14}, C_8H_{14}, $C_{10}H_{16}Cl_4$, C_5H_{10}, $C_{12}H_{26}$, C_8H_{10}, $C_{15}H_{30}$, C_4H_6

Составьте сокращенные структурные формулы гомологов этилена (двойная связь — у первого атома углерода; цепь — прямая).

2. Составьте структурные формулы следующих веществ:

бутен-1, бутен-2, 1,2-дибромпропан, гептен-3, пентадиен-1,4, 2-метилпентен-1, 2-этилпентен-1, метилпропен, 2-метил-3-хлорпропен-1, *цис*-пентен-2, *транс*-пентен-2, этилциклогексан, 2,7-диметил-3-этилоктен-1, 2-хлорбутадиен-1,3.

3. Составьте структурные формулы всех возможных геометрических изомеров для алкенов C_5H_{10} и C_6H_{12}. Назовите эти изомеры.

4. Назовите вещества, представленные следующими углеродными цепями:

```
  |  |  |  |                 |
—C—C—C=C—         —C=C—C—Cl
  |  |                |  |  |
     Cl                  —C—
                            |
        I                   II

       |                          |
      —C—                        —C—
  |  |  |     |             |        |  |
—C—C—C=C—C—         —C—C=C—C—C—
  |  |     |  |             |  |  |  |  |
     Br                           Br
        III                       IV
```

Одинаковыми или разными являются вещества I и II, III и IV? Ответ обоснуйте.

5. Составьте уравнения реакций по следующим схемам:

а) пропан ⟶ 2-бромпропан ⟶ пропен ⟶ ⟶ 1,2-дибромпропан;

б) этан ⟶ этилен ⟶ хлорэтан ⟶ бутан ⟶ ⟶ бутен-2 ⟶ бутадиен-1,3.

24. НЕПРЕДЕЛЬНЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ РЯДА АЦЕТИЛЕНА. АРОМАТИЧЕСКИЕ УГЛЕВОДОРОДЫ

Алкины — непредельные углеводороды ряда ацетилена. Гомологический ряд, номенклатура. Строение алкинов. Химические свойства, реакции присоединения, замещения, полимеризации. Способы получения алкинов.

Ацетилен как важнейший представитель алкинов.

Ароматические углеводороды (арены). Гомологический ряд бензола. Номенклатура. Электронное строение бензола. Понятие об ароматичности. Взаимное влияние атомов и атомных групп в молекуле. Химические свойства бензола и его гомологов, реакции замещения. Получение бензола.

Взаимосвязь между гомологическими рядами углеводородов.

Природные источники углеводородов. Природные газы и их использование. Комплексная переработка нефти. Нефтепродукты и их использование.

АЛКИНЫ

Непредельные углеводороды ряда ацетилена (*алкины*) содержат тройную связь C≡C. Общая формула гомологического ряда алкинов C_nH_{2n-2}. Простейший углеводород этого ряда C_2H_2 носит название *ацетилен* (бесцветный газ).

В алкинах атомные орбитали углерода у *тройной* связи имеют *sp*-гибридизацию (линейное строение):

$$H\overset{\sigma}{—}C\underset{\pi}{\overset{\sigma}{\equiv}}C—H$$

Наличие двух π-связей обусловливает химические свойства алкинов, в частности высокую способность к реакциям ступенчатого присоединения водорода, хлора, брома, галогеноводородов, воды (сначала образуются производные этилена, затем парафинов), например:

а) $HC\equiv CH \xrightarrow{H_2,\ Pd/Pb} CH_2{=}CH_2 \xrightarrow{H_2,\ Ni} CH_3{-}CH_3$
ацетилен — этилен — этан

б) $HC\equiv CH \xrightarrow{Br_2} CHBr{=}CHBr \xrightarrow{Br_2} CHBr_2{-}CHBr_2$
этин — 1,2-дибромэтен — 1,1,2,2-тетрабромэтан

в) $HC\equiv CH \xrightarrow{HBr} CH_2{=}CHBr \xrightarrow{HBr} CH_3{-}CHBr_2$
бромэтен (бромвинил) — 1,1-дибромэтан

(присоединение HBr к бромэтену происходит по правилу Марковникова);

г) $HC\equiv CH \xrightarrow{H_2O,\ HgSO_4\ (кат.)} CH_2{-}C\begin{matrix}{\nearrow}O \\ {\searrow}H\end{matrix}$
ацетальдегид

(эта реакция называется *реакцией Кучерова*).

Атом водорода при углероде с концевой тройной связью может замещаться на металл при пропускании ацетилена через аммиачные растворы оксидов Ag^I и Cu^I:

$$2CH_3{-}C\equiv CH + Ag_2O \xrightarrow[-H_2O]{} 2CH_3{-}C\equiv C{-}Ag$$
пропин — метилацетиленид серебра(I)

Способность алкинов давать нерастворимые в воде ацетилениды серебра(I) и меди(I) используется для *качественного обнаружения* концевой тройной связи.

При *циклизации* ацетилена образуется бензол:

$$3C_2H_2 \xrightarrow{\text{Ni, 70 °C}} C_6H_6$$

В промышленности ацетилен получают гидролизом дикарбида (ацетиленида) кальция:

$$CaC_2 + 2H_2O = C_2H_2\uparrow + Ca(OH)_2$$

а также путем разложения (*пиролиза*) метана:

$$2CH_4 \xrightarrow{1500\ °C} HC{\equiv}CH + 3H_2$$

В лаборатории для получения ацетилена и его гомологов используют взаимодействие дигалогенпроизводных углеводородов со щелочами в спиртовом растворе при нагревании:

$$\underset{\text{2,3-дибромбутан}}{CH_3{-}CHBr{-}CHBr{-}CH_3} \xrightarrow[\text{-KBr, } H_2O]{KOH} \underset{\text{бутин-2}}{CH_3{-}C{\equiv}C{-}CH_3}$$

АРЕНЫ

Ароматические углеводороды (*арены*) можно рассматривать как производные бензола C_6H_6. Общая формула углеводородов гомологического ряда бензола C_nH_{2n-6} (при $n \geqslant 6$).

В молекуле *бензола* C_6H_6 все атомы углерода находятся в состоянии sp^2-гибридизации; каждый атом углерода соединен в одной плоскости σ-связями с двумя другими атомами углерода и одним атомом водорода. У каждого атома углерода остается еще облако четвертого валентного электрона, расположенное перпендикулярно плоскости. Эти облака участвуют в образовании π-связи, причем в молекуле бензола образуются не три отдельные π-связи (как думали раньше, см. *формулу Кекуле*, 1865 г.), а единая шестицентровая π-связь (окружность внутри шестиугольника σ-связей, все атомы равноценны):

формула Кекуле — современная формула — бензольное кольцо

Формула Кекуле до сих пор часто применяется в тех случаях, когда необходимо более наглядно изобразить протекание реакции с участием *бензольного кольца* C_6, атомы С кольца и не участвующие в реакции атомы Н опускаются (для краткости).

Некоторые простейшие гомологи бензола:

метилбензол (толуол) — этилбензол — 1-метил-3-этилбензол

1,2-диметилбензол (*о*-ксилол) — 1,3-диметилбензол (*м*-ксилол) — 1,4-диметилбензол (*п*-ксилол)

Несмотря на формальную непредельность, бензол отличается высокой устойчивостью к нагреванию и окислению (в гомологах бензола окисляется только боковая цепь, если она содержит кратные связи). Характерными для бензола являются *реакции замещения*:

а) *нитрование* в присутствии концентрированной серной кислоты на холоду:

$$\underset{\text{бензол}}{C_6H_5{-}H} \xrightarrow[-H_2O]{HNO_3(NO_2OH)} \underset{\text{нитробензол}}{C_6H_5{-}NO_2}$$

б) *галогенирование* в присутствии галогенидов железа(III):

$$\underset{\text{бензол}}{C_6H_5{-}H} \xrightarrow[-HCl]{Cl_2} \underset{\text{хлорбензол}}{C_6H_5{-}Cl}$$

в) *алкилирование* в присутствии хлорида алюминия:

$$\underset{\text{бензол}}{C_6H_5{-}H} \xrightarrow[-HCl]{CH_3Cl} \underset{\text{метилбензол (толуол)}}{C_6H_5{-}CH_3}$$

Особый характер ненасыщенности бензола и его гомологов иллюстрируется этими химическими свойствами и называется «ароматическим» характером.

В производных бензола группа, заместившая водород кольца, и само бензольное кольцо влияют друг на друга. По характеру влияния различают:

а) группы CH_3, OH и NH_2, которые облегчают реакции замещения и направляют второй заместитель по отношению к себе в *орто-* (*о-*, или 2-) положение и *пара-* (*п-*, или 4-) положение (для запоминания: *орто* — около, *пара* — против), например

$$\text{толуол} \xrightarrow[-H_2O]{HNO_3} \text{2-нитротолуол (о-нитротолуол)} + \text{4-нитротолуол (п-нитротолуол)}$$

б) группы NO_2, которые затрудняют реакции замещения и направляют второй заместитель в *мета-* (*м-*, или 3-) положение, например

$$\text{нитробензол} \xrightarrow[-H_2O]{HNO_3} \text{1,3-динитробензол (м-динитробензол)}$$

Очевидно, что существуют два *орто*-положения рядом с первым заместителем (X), два *мета*-положения, отделенные от первого заместителя одним углеродом кольца, и лишь

одно *пара*-положение через два атома углерода бензольного кольца:

(1)X, о(2), м(3), п(4), м(3), о(2)

X(1), о(2), м(3), п(4), (5)м, (6)о

Для получения бензола в промышленности используют алканы и циклоалканы, например:

$$\underset{\text{гексан}}{C_6H_{14}} \xrightarrow[-H_2]{Cr_2O_3/Al_2O_3,\ 500\ ^\circ C} \underset{\text{бензол}}{C_6H_6}$$

$$\underset{\text{циклогексан}}{C_6H_{12}} \xrightarrow[-H_2]{Pt(Pd),\ 300\ ^\circ C} \underset{\text{бензол}}{C_6H_6}$$

ХЛОРВИНИЛ И ВИНИЛБЕНЗОЛ

Упомянем еще применение производных ацетилена и бензола — *хлорвинила* и *винилбензола*. Оба они непредельные соединения (содержат радикал винил $CH_2{=}CH{-}$), способные полимеризоваться:

$$\underset{\text{хлорвинил (хлорэтен)}}{nCH_2{=}CHCl} \longrightarrow \underset{\text{поливинилхлорид}}{[{-}CH_2{-}CHCl{-}]_n}$$

$$\underset{\text{винилбензол (стирол)}}{nCH_2{=}CH{-}C_6H_5} \longrightarrow \underset{\text{полистирол}}{[{-}CH_2{-}CH(C_6H_5){-}]_n}$$

Поливинилхлорид (ПВХ) и полистирол — распространенные термопластичные полимеры, легко поддающиеся формо-

ванию. Из ПВХ изготавливают трубы, листы и пленки, искусственную кожу, синтетическое волокно, пеноматериалы и электроизоляцию; полистирол идет на изготовление деталей в электро- и радиотехнике, емкостей для агрессивных химических реактивов, теплоизоляционных и упаковочных материалов (пенопласт), широкого диапазона предметов бытового назначения.

Вопросы и упражнения

1. Составьте сокращенные структурные формулы гомологов ацетилена (тройная связь — у первого атома углерода, цепь — прямая):

$$C_3H_4,\ C_4H_6,\ C_5H_8,\ C_6H_{10}.$$

Назовите эти вещества.

2. Распределите углеводороды по трем гомологическим рядам (начальные члены этих рядов — CH_4, C_2H_4, C_2H_2):

$$C_2H_6,\ C_6H_{12},\ C_3H_8,\ C_4H_6,\ C_4H_{10},\ C_4H_8,\ C_5H_{10},$$
$$C_5H_{12},\ C_3H_6,\ C_5H_8,\ C_6H_{14},\ C_3H_4$$

3. Составьте структурные формулы веществ:

пентин-2, 4-метилгексин-1, бромбензол, пропилбензол, 1,3-диметилбензол, 1,2-диметил-4-этилбензол, 3,3-диметилпентин-1, 1,3,5-тринитробензол, бутин-1, бутин-2.

4. Укажите, какие из веществ являются изомерами и какие — гомологами:

(бензольное кольцо с заместителями H_3C и CH_3 в положениях 1,3) | (бензольное кольцо с заместителем CH_3)

цикло-C_5H_{10}	$CH_3—CH(C_2H_5)—CH═CH_2$
$CH_2═CH—CH(CH_3)_2$	$C(C_2H_5)_2═CH_2$
$C(CH_3)_3—CH═CH—C_3H_8$	*цикло*-C_6H_{12}

(бензольное кольцо с заместителями H_3C и H_3C в положениях 1,2)

Назовите эти вещества.

5. Изобразите электронные формулы следующих молекул:

$$CH_2Cl_2,\ C_2H_3Br,\ C_3H_4,\ CH_2═C═CH—CH_3.$$

Укажите тип гибридизации атомных орбиталей углерода в этих молекулах.

6. Предложите:

а) метод очистки бутана от примеси бутена-1;
б) способ получения бромэтана из ацетилена;
в) способ получения гомолога бензола из метилацетилена;
г) метод синтеза 2,4,6-тринитротолуола из гептана.

7. Каким образом можно получить из ацетилена альдегид, из этена дихлорэтан, из ацетилена ацетиленид серебра(I)?

8. Осуществите превращения:

а) $Na(CH_3COO) \longrightarrow CH_4 \longrightarrow C_2H_2 \longrightarrow C_6H_6 \longrightarrow C_6H_5NO_2$

б) $C_2H_4 \longrightarrow C_2H_5OH \longrightarrow C_2H_4 \longrightarrow C_2H_4(OH)_2 \longrightarrow CO_2$

в) $C_2H_4 \longrightarrow C_2H_5Cl \longrightarrow C_4H_{10} \longrightarrow CO_2 \longrightarrow Na_2CO_3 \longrightarrow NaHCO_3$

9. Назовите вещества, представленные следующими формулами:

$$CH_3—\underset{\substack{|\\ CH_2\\ |\\ CH_3}}{CH}—C≡C—CH_3$$

(бензольное кольцо с заместителями CH_2CH_3 и CH_3 в положениях 1,3) (бензольное кольцо с заместителями NO_2, CH_3, NO_2, O_2N)

10. Имеются сосуды со смесями следующих газов:

а) ацетилен и диоксид углерода; в) ацетилен и хлор;

б) водород и этилен; г) этилен и пропин.

Укажите, в каких сосудах будут протекать химические реакции, и приведите уравнения этих реакций.

11. Составьте уравнения реакций, представленных схемами:

а) дикарбид кальция ⟶ ацетилен ⟶ этилен ⟶ ⟶ 1,2-дибромэтан;

б) ацетилен ⟶ бензол ⟶ метилбензол ⟶ ⟶ 4-нитротолуол.

12. Составьте уравнение реакции, с помощью которой можно отличить бутин-1 от бутина-2. Назовите продукт этой реакции.

13. В чем заключается отличие действия брома на бензол и на этилен? Ответ мотивируйте.

25. СПИРТЫ И ФЕНОЛЫ. ПРОСТЫЕ ЭФИРЫ

Спирты. Гомологический ряд предельных одноатомных спиртов. Номенклатура и строение. Водородная связь в спиртах.

Химические свойства спиртов. Понятие о простых эфирах. Метиловый и этиловый спирты как важнейшие представители класса спиртов.

Многоатомные спирты. Этиленгликоль и глицерин. Их строение и химические свойства.

Фенолы. Строение и химические свойства простейшего фенола. Взаимное влияние атомов в молекуле фенола.

Методы получения спиртов и фенолов.

Спиртами называют производные углеводородов, содержащие функциональную группу —OH (гидроксил). Спирты, в которых имеется одна группа OH, называются *одноатомными*, а спирты с несколькими группами OH — *многоатомными*.

В таблице 8 приведены систематические и традиционные названия некоторых наиболее распространенных спиртов.

Таблица 8. **Названия спиртов**

Формула	Название	
	систематическое	традиционное
CH_3OH	Метанол	Метиловый спирт
C_2H_5OH	Этанол	Этиловый спирт
C_3H_7OH	Пропанол	Пропиловый спирт
C_4H_9OH	Бутанол	Бутиловый спирт
$C_5H_{11}OH$	Пентанол	Амиловый спирт
$C_6H_5—CH_2OH$	Фенилкарбинол	Бензиловый спирт
$CH_2OH—CH_2OH$	Этандиол-1,2	Этиленгликоль
$CH_2OH—CHOH—CH_2OH$	Пропантриол-1,2,3	Глицерин

По строению различают спирты *первичные*, *вторичные* и *третичные* в зависимости от того, при каком атоме углерода (первичном, вторичном или третичном) находится группа —OH. Спирты, в которых группа OH связана непосредственно с бензольным кольцом, называют фенолами. Примеры:

первичный спирт — пропанол-1 $CH_3CH_2CH_2OH$

вторичный спирт — пропанол-2 $CH_3CHOHCH_3$

третичный спирт — 2-метилпропанол-2 $CH_3C(CH_3)OHCH_3$

фенол — C_6H_5OH

Химические свойства спиртов и фенолов обусловлены присутствием в них функциональной группы —OH.

Водород группы OH в спиртах может замещаться на металл:

$$\underset{\text{этанол}}{2C_2H_5OH} + 2Na \longrightarrow \underset{\text{этанолат натрия}}{2C_2H_5ONa} + H_2\uparrow$$

Этанолаты и производные других спиртов (алкоголяты) легко гидролизуются:

$$C_2H_5ONa + H_2O \longrightarrow C_2H_5OH + NaOH$$

Группу OH в спиртах можно заместить на Cl или Br:

$$\underset{\text{этанол}}{CH_3—CH_2—OH} + HCl \longrightarrow \underset{\text{хлорэтан}}{CH_3—CH_2—Cl} + H_2O$$

При действии на спирты водоотнимающих средств, например концентрированной H_2SO_4, происходит *межмолекулярная дегидратация*:

$$C_2H_5OH + HOC_2H_5 \xrightarrow[-H_2O]{H_2SO_4,\ 140\ °C} \underset{\text{диэтиловый эфир}}{C_2H_5—O—C_2H_5}$$

Продукт реакции — диэтиловый эфир $(C_2H_5)_2O$ — относится к классу *простых эфиров*.

В более жестких условиях дегидратация становится *внутримолекулярной*, и образуется соответствующий непредельный углеводород:

$$\underset{\text{этанол}}{\overset{H\quad\ OH}{CH_2—CH_2}} \xrightarrow[-H_2O]{H_2SO_4,\ 180\ °C} \underset{\text{этилен}}{CH_2{=}CH_2}$$

$$\underset{\text{бутанол-2}}{CH_3—\overset{H}{CH}—\overset{OH}{CH}—CH_2} \xrightarrow[-H_2O]{H_2SO_4,\ 150\ °C} \underset{\text{бутен-2}}{CH_3—CH{=}CH—CH_3}$$

Молекулы жидких одноатомных спиртов ROH ассоциированы за счет водородных связей:

$$\cdots\underset{R}{O}—H\cdots\underset{R}{O}—H\cdots\underset{R}{O}—H\cdots$$

(эти связи аналогичны водородным связям в чистой воде).

При растворении в воде молекулы ROH образуют водородные связи с молекулами воды:

$$\cdots\underset{H}{O}—H\cdots\underset{R}{O}—H\cdots\underset{H}{O}—H\cdots$$

Водные растворы спиртов ROH имеют нейтральную среду (pH = 7); другими словами, спирты практически не диссоциируют в водном растворе ни по кислотному, ни по осно́вному типу.

Химические свойства многоатомных спиртов подобны свойствам спиртов ROH. Так, в этиленгликоле одну или две группы OH можно заместить на галоген:

$$\underset{\text{этандиол-1,2 (этиленгликоль)}}{CH_2OH—CH_2OH} \xrightarrow[-H_2O]{HCl} \underset{\text{2-хлорэтанол}}{CH_2OH—CH_2Cl} \xrightarrow[-H_2O]{HCl} \underset{\text{1,2-дихлорэтан}}{CH_2Cl—CH_2Cl}$$

Кислотные свойства многоатомных спиртов проявляются в том, что (в отличие от одноатомных спиртов) водород группы OH замещается на металл под действием не только металлов, но и гидроксидов металлов:

$$\underset{\text{этиленгликоль (этандиол-1,2)}}{\overset{OH\quad OH}{CH_2—CH_2}} + 2Na \longrightarrow \underset{\text{гликолят натрия}}{\overset{ONa\quad ONa}{CH_2—CH_2}} + H_2\uparrow$$

$$\underset{OH\quad OH}{CH_2—CH_2} + \begin{matrix}HO\\HO\end{matrix}{>}Cu \longrightarrow \begin{matrix}CH_2—O\\|\\CH_2—\underset{H}{O}\end{matrix}{>}Cu{<}\begin{matrix}\overset{H}{O}—CH_2\\|\\O—CH_2\end{matrix} + H_2O$$

гликолят меди(II)

(стрелками в формуле гликолята меди показано образование ковалентных связей медь—кислород по донорно-акцепторному механизму).

Аналогично реагируют с гидроксидом меди(II) и другие многоатомные спирты, например трехатомный спирт — глицерин:

$$\begin{array}{l} CH_2OH-CHOH-CH_2OH \quad HO \\ \qquad\qquad\qquad\qquad + \qquad\qquad\quad Cu \longrightarrow \\ CH_2OH-CHOH-CH_2OH \quad HO \end{array}$$

глицерин
(пропантриол-1,2,3)

$$\longrightarrow \begin{array}{l} CH_2-O \\ | \\ CH-O(H) \\ | \\ CH_2OH \end{array} Cu \begin{array}{l} (H)O-CH_2 \\ \quad | \\ O-CH \\ \quad | \\ CH_2OH \end{array} + 2H_2O$$

глицерат меди(II)

Гликолят и глицерат меди(II), имеющие ярко-синюю окраску, позволяют качественно обнаруживать многоатомные спирты.

Для фенола характерна значительно бо́льшая кислотность, чем для ациклических спиртов. Вследствие этого фенол в водном растворе легко реагирует с гидроксидом натрия:

$$C_6H_5OH + NaOH \longrightarrow C_6H_5ONa + H_2O$$

фенол — фенолат натрия

Отсюда тривиальное название фенола — *карболовая кислота*.

Отметим, что группа OH в феноле никогда не замещается ни на какие другие группы или атомы, но делает более подвижными атомы водорода бензольного кольца. Так, фенол легко реагирует с бромом и образует 2,4,6-трибромфенол.

Спирты получают:

1) взаимодействием галогенпроизводных углеводородов с водой или водным раствором щелочи при нагревании, например

$$C_2H_5Br + NaOH \longrightarrow C_2H_5OH + NaBr$$

бромэтан — этанол

$$(CH_3)_3C-Br + H-OH \longrightarrow (CH_3)_3C-OH + HBr$$

2-бром-2-метилпропан — 2-метилпропанол-2

2) гидратацией алкенов, причем присоединение воды к несимметричным алкенам происходит по правилу Марковникова, например:

а) в присутствии катализатора (H_3PO_4) на активном угле

$$CH_2{=}CH_2 + H_2O \longrightarrow CH_3-CH_2-OH$$

этилен — этанол

б) в присутствии серной кислоты (двухстадийный процесс) вначале образуется *алкилсерная кислота* (H_2SO_4 присоединяется к алкену), а затем происходит необратимый гидролиз этой кислоты

$$CH_3CH{=}CH_2 \xrightarrow{H_2SO_4} CH_3\underset{}{\overset{OSO_3H}{\overset{|}{C}}}HCH_3 \xrightarrow[-H_2SO_4]{H_2O} CH_3\overset{OH}{\overset{|}{C}}HCH_3$$

пропен — изопропилсерная кислота — пропанол-2

Фенол в промышленности получают нагреванием хлорбензола с раствором гидроксида натрия под давлением при 250 °C:

$$C_6H_5-Cl \xrightarrow[-NaCl]{NaOH} C_6H_5-OH$$

Вопросы и упражнения

1. Укажите, какие из спиртов являются изомерами:

$$\begin{array}{l} CH_2-CH_2OH \\ | \\ CH_2-CH_3 \end{array} \quad \begin{array}{l} CH_2-CH_2-CH_3 \\ | \\ CH_2-CH_2OH \end{array} \quad \begin{array}{l} HOCH-CH_3 \\ \quad | \\ \quad CH_2-CH_3 \end{array} \quad \begin{array}{r} CH_3 \\ | \\ CH_3-COH \\ | \\ CH_3 \end{array}$$

$$\begin{array}{l} CH_2-CH_2-CH_2-CH_3 \\ | \\ HOCH-CH_3 \end{array} \quad \begin{array}{r} CH_2-CH_3 \\ | \\ CH_3-CH_2-COH \\ | \\ CH_3 \end{array}$$

(2-метилфенол: бензольное кольцо с группами OH и CH_3)

Назовите эти спирты.

2. Приведите четыре химические реакции, характеризующие свойства спирта $CH_2{=}CH-CH_2OH$.

3. При нагревании смеси пропилового и бутилового спиртов с серной кислотой можно получить три простых эфира и два углеводорода. Приведите уравнения этих реакций.

4. Составьте уравнения следующих реакций:

а) фенол + гидроксид кальция ⟶

б) пропанол-1 + литий ⟶

в) этиленгликоль + калий ⟶

г) бутанол-1 + бромоводород ⟶

д) фенол + азотная кислота ⟶

5. Приведите:

а) два способа получения этанола из этена;

б) способ получения фенола из бензола;

в) химическую реакцию, позволяющую отличить глицерин от пропанола-1.

6. Имеется вещество следующего строения:

OH

H_3C CH_2OH

Составьте уравнения его взаимодействия: а) с натрием; б) с гидроксидом калия. Назовите исходное вещество и продукты.

7. Предложите способ разделения фенола и этанола химическим путем.

26. АЛЬДЕГИДЫ И КЕТОНЫ. КАРБОНОВЫЕ КИСЛОТЫ. СЛОЖНЫЕ ЭФИРЫ

Альдегиды и кетоны. Гомологический ряд альдегидов. Номенклатура. Строение альдегидов и кетонов. Химические свойства. Получение альдегидов и кетонов.

Формальдегид и ацетальдегид как важнейшие представители класса альдегидов. Реакция поликонденсации. Получение фенолформальдегидной смолы.

Карбоновые кислоты. Гомологический ряд предельных одноосновных кислот. Номенклатура. Строение карбоновых кислот. Химические свойства кислот. Получение.

Реакция этерификации. Понятие о сложных эфирах. Высшие жирные кислоты. Жиры, их строение.

АЛЬДЕГИДЫ И КЕТОНЫ

Альдегиды и кетоны — это производные углеводородов, содержащие функциональную группу CO (карбонил). В альдегидах карбонильная группа связана с атомом водорода и одним радикалом, а в кетонах — с двумя радикалами. Общие формулы альдегидов и кетонов:

альдегиды кетоны

В табл. 9 приведены систематические и традиционные названия некоторых наиболее распространенных альдегидов и кетонов.

Таблица 9. **Названия наиболее распространенных альдегидов и кетонов**

Формула	Название	
	систематическое	традиционное
HCHO	Метаналь	Муравьиный альдегид, формальдегид
CH_3CHO	Этаналь	Уксусный альдегид, ацетальдегид
C_2H_5CHO	Пропаналь	Пропионовый альдегид
C_3H_7CHO	Бутаналь	Масляный альдегид
C_4H_9CHO	Пентаналь	Валериановый альдегид
$(CH_3)_2CO$	Пропанон-2	Диметилкетон, ацетон

Химические свойства альдегидов и кетонов обусловлены присутствием в них карбонильной группы CO: они легко вступают в реакции присоединения, окисления и конденсации. В результате присоединения водорода к альдегидам (на никелевом катализаторе) образуются первичные спирты:

$$CH_3CH_2CHO \xrightarrow{H_2,\ Ni} CH_3CH_2CH_2OH$$

пропаналь пропанол-1

При восстановлении водородом кетонов образуются вторичные спирты:

$$CH_3-CO-CH_3 \xrightarrow{H_2} CH_3-CH(OH)-CH_3$$

пропанон-2 (ацетон) — пропанол-2

Реакция присоединения гидросульфита натрия используется для выделения и очистки альдегидов, так как продукт реакции малорастворим в воде:

$$CH_3-C{\overset{O}{\underset{H}{\lessgtr}}} + NaHSO_3 \longrightarrow CH_3-CH(OH)SO_3Na$$

этаналь — этанолсульфонат натрия

Действием разбавленных кислот такие продукты превращают в альдегиды.

Реакции окисления альдегидной группы с помощью оксида серебра(I) или гидроксида меди(II) в присутствии гидрата аммиака являются качественными реакциями на альдегидную группу (реакцию с оксидом серебра называют *реакцией «серебряного зеркала»*):

$$CH_3-CHO + Ag_2O \longrightarrow CH_3-COOH + 2Ag\downarrow$$

уксусный альдегид — уксусная кислота

Окисление альдегидов проходит легко и под действием других окислителей, в частности кислорода воздуха. Кетоны сравнительно устойчивы к окислению.

Альдегиды способны участвовать в реакциях конденсации. Так, конденсация формальдегида с фенолом протекает в две стадии. Вначале образуется промежуточный продукт, являющийся фенолом и спиртом одновременно:

$$C_6H_5OH + H-CHO \longrightarrow HO-C_6H_4-CH_2OH$$

фенол — формальдегид

Затем промежуточный продукт реагирует с другой молекулой фенола, с третьей и т. д., в результате получается продукт поликонденсации *фенолформальдегидная смола*:

OH OH OH
… CH_2 CH_2 …

Общим способом получения альдегидов и кетонов является *дегидрирование* (окисление) спиртов. При дегидрировании первичных спиртов получают альдегиды, а при дегидрировании вторичных спиртов — кетоны. Обычно дегидрирование протекает при нагревании (300 °C) над мелкораздробленной медью:

$$CH_3-CH_2-OH \xrightarrow[-H_2]{} CH_3-CHO$$

этанол — этаналь

$$CH_3-CH(OH)-CH_3 \xrightarrow[-H_2]{} CH_3-CO-CH_3$$

пропанол-2 — пропанон-2 (ацетон)

При окислении первичных спиртов сильными окислителями (перманганат калия, дихромат калия в кислотной среде) процесс трудно остановить на стадии получения альдегидов (альдегиды легко окисляются до соответствующих кислот); более подходящим окислителем является оксид меди(II):

$$CH_3CH_2OH \xrightarrow{KMnO_4} [CH_3CHO] \xrightarrow{KMnO_4} CH_3COOH$$

этанол — уксусная кислота

$$CH_3CH_2OH \xrightarrow[-Cu,\ H_2O]{CuO} CH_3CHO$$

этанол — этаналь

Ацетальдегид в промышленности получают по реакции Кучерова (см. раздел 24).

КАРБОНОВЫЕ КИСЛОТЫ

Карбоновые кислоты — это производные углеводородов, содержащие функциональную группу COOH (карбоксил).

Таблица 10. **Названия наиболее распространенных карбоновых кислот**

Формула кислоты	Название	
	систематическое	традиционное
$HCOOH$	Метановая	Муравьиная
CH_3COOH	Этановая	Уксусная
C_2H_5COOH	Пропановая	Пропионовая
C_3H_7COOH	Бутановая	Масляная
C_4H_9COOH	Пентановая	Валериановая
C_6H_5COOH	Бензолкарбоновая	Бензойная
$COOH—COOH$	Этандиовая	Щавелевая

Простейшие карбоновые кислоты растворимы в воде и обратимо диссоциируют в водном растворе с образованием катионов водорода:

$$CH_3COOH \rightleftarrows H^+ + CH_3COO^-$$

Атом водорода карбоксильной группы можно заместить на металл:

а) $2CH_3COOH + Mg = Mg(CH_3COO)_2 + H_2\uparrow$

уксусная кислота; ацетат магния

б) $2CH_3CH_2COOH + Ca(OH)_2 = Ca(CH_3CH_2COO)_2 + 2H_2O$

пропионовая кислота; пропионат кальция

в) $2CH_3COOH + Na_2CO_3 = 2NaCH_3COO + CO_2\uparrow + H_2O$

уксусная кислота; ацетат натрия

Важное практическое значение имеет взаимодействие карбоновых кислот со спиртами, например:

$$CH_3COOH + CH_3OH \rightleftarrows CH_3COOCH_3 + H_2O$$

Эта реакция называется *реакцией этерификации*; ее механизм был обнаружен при использовании спирта, меченного изотопом ^{18}O:

$$CH_3—C(=O)—OH + H—{}^{18}O—CH_3 \rightleftarrows CH_3—C(=O)—{}^{18}OCH_3 + H_2O$$

В реакции этерификации кислота всегда отдает группу OH, а спирт — атом H (образуется вода). Реакция этерификации обратима; она лучше протекает в кислотной среде (при $pH < 7$). Обратная реакция (*гидролиз*, или *омыление*) идет лучше поэтому в щелочной среде ($pH > 7$):

$$R—C(O)—OH + H—OR' \underset{pH > 7}{\overset{pH < 7}{\rightleftarrows}} R—C(O)—OR' + H_2O$$

СЛОЖНЫЕ ЭФИРЫ. ЖИРЫ

Продукты реакции этерификации называют сложными эфирами; их общая формула RCOOR'.

Таблица 11. **Названия наиболее распространенных сложных эфиров**

Формула	Название	
	систематическое	традиционное
$CH_3COOC_2H_5$	Этилацетат	Уксусноэтиловый эфир
$C_2H_5COOCH_3$	Метилпропионат	Пропионовометиловый эфир
$C_6H_5COOC_2H_5$	Этилбензоат	Бензойноэтиловый эфир
$HCOOC_6H_5$	Фенилформиат	—

Сложные эфиры трехатомного спирта — глицерина и высших карбоновых кислот (в общем виде RCOOH) носят название *жиров*, например:

$$\begin{array}{l} CH_2OH \quad HOC(=O)R \\ | \\ CHOH \; + \; HOC(=O)R \\ | \\ CH_2OH \quad HOC(=O)R \end{array} \longrightarrow \begin{array}{l} CH_2{-}O{-}C(=O)R \\ | \\ CH{-}O{-}C(=O)R \\ | \\ CH_2{-}O{-}C(=O)R \end{array} + 3H_2O$$

глицерин кислота жир

Жидкие жиры нередко называют *маслами*. В большинстве случаев жиры образованы высшими предельными кислотами, такими, как

$C_{15}H_{31}COOH$ — пальмитиновая кислота

$C_{17}H_{35}COOH$ — стеариновая кислота

и непредельными кислотами, главным образом олеиновой кислотой $C_{17}H_{33}COOH$ со строением

$$CH_3(CH_2)_7CH{=}CH(CH_2)_7{-}C(=O)OH$$

Жиры, образованные предельными кислотами, преимущественно твердые; жиры, образованные непредельными кислотами, — жидкие. Известные примеры: твердый говяжий жир и жидкое подсолнечное масло.

ВЗАИМОСВЯЗЬ МЕЖДУ КЛАССАМИ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Мы рассмотрели следующие классы органических соединений: углеводороды, галогенпроизводные углеводородов, спирты, альдегиды, кислоты, простые и сложные эфиры. Химические свойства этих классов наглядно показывают, что между классами органических веществ имеется взаимосвязь; при переходе от углеводородов к галогенпроизводным и далее

к спиртам, альдегидам и кислотам происходит постепенное усложнение состава органических соединений:

$$\underset{\text{этан}}{C_2H_6} \longrightarrow \underset{\text{бромэтан}}{C_2H_5Br} \longrightarrow \underset{\text{этанол}}{C_2H_5OH} \longrightarrow \underset{\text{этаналь}}{CH_3C(=O)H} \longrightarrow \underset{\text{уксусная кислота}}{CH_3C(=O)OH} \longrightarrow \underset{\text{этилацетат}}{CH_3C(=O)OC_2H_5}$$

При переходе от углеводородов к спиртам, альдегидам и кислотам, например

$$\underset{\text{этан}}{C_2H_6} \longrightarrow \underset{\text{этанол}}{C_2H_6O} \longrightarrow \underset{\text{этаналь}}{C_2H_4O} \longrightarrow \underset{\text{уксусная кислота}}{C_2H_4O_2}$$

в этих веществах увеличивается содержание кислорода. Принято говорить, что углеводороды последовательно *окисляются* в спирты, альдегиды и кислоты. Очевидно, что конечным продуктом окисления всех органических соединений будет диоксид углерода CO_2, содержащий углерод в высшей для него степени окисления (+IV). Например, для щавелевой кислоты в водном растворе:

полуреакция окисления $H_2C_2O_4 - 2e^- = 2CO_2 + 2H^+$

Аналогично этиловый спирт можно окислить до уксусного альдегида:

полуреакция окисления $C_2H_5OH - 2e^- = CH_3CHO + 2H^+$

Сами углеводороды можно получить из неорганических веществ, например

$$C + H_2 = CH_4$$

Таким образом, в природе существует взаимосвязь между неорганическими и органическими веществами.

Вопросы и упражнения

1. Составьте схему получения этилацетата, используя только неорганические реагенты. Приведите уравнения реакций.

2. Приведите общие формулы альдегидов, кетонов и кислот. Объясните, какой тип гибридизации у атомных орбиталей углерода карбонильной и карбоксильной групп.

3. Приведите структурные формулы изомеров состава C_3H_6O, содержащих карбонильную группу. Первое из них дает реакцию «серебряного зеркала». Оба соединения восстанавливаются до соответствующих спиртов, при дегидратации которых образуется один и тот же алкен. Составьте уравнения всех указанных реакций.

4. Изобразите полные структурные формулы муравьиной, уксусной, пропионовой и бензойной кислот. Назовите эти кислоты по систематической номенклатуре. Приведите уравнения электролитической диссоциации этих кислот в водном растворе. Получите бензоат кальция тремя способами.

5. Составьте схемы получения уксусного альдегида: а) из ацетилена; б) из этана. Приведите уравнения реакций и назовите все органические вещества.

6. Составьте структурные формулы следующих веществ: а) глицериновый эфир масляной кислоты; б) пропиловый эфир пропионовой кислоты; в) натриевая соль стеариновой кислоты; г) кальциевая соль щавелевой кислоты; д) метилэтиленкетон; е) трифторуксусная кислота.

7. Определите, какие из указанных ниже веществ будут реагировать: а) с натрием; б) с гидроксидом натрия:

$$C_3H_7CHO,\ C_3H_7COOH,\ C_6H_5OH,\ C_5H_{11}OH,$$
$$2,2\text{-диметилпропан},\ CH_3CHOHCH_2CHO,$$
$$(C_6H_4OH)CH_2CH_2OH$$

Составьте уравнения всех возможных реакций.

8. Составьте схему получения бензойной кислоты из гептана. Приведите уравнения реакций с указанием условий их протекания.

9. Составьте уравнения реакций, представленных следующими схемами:

а) пропан $\xrightarrow{Cl_2} \ldots \xrightarrow{H_2SO_4,\ 180\ ^\circ C} \ldots \xrightarrow{Br_2} \ldots \xrightarrow{2NaOH} \ldots \xrightarrow{Cu(OH)_2} \ldots$

б) этан $\xrightarrow{Br_2} \ldots \xrightarrow{NaOH} \ldots \xrightarrow{CuO,\ 300\ ^\circ C} \ldots \xrightarrow{NaHSO_3} \ldots$

Назовите все органические вещества по систематической номенклатуре.

10. Укажите, с помощью каких реакций можно различить пропионовую кислоту и метиловый эфир уксусной кислоты. Составьте уравнения реакций.

11. Составьте уравнения следующих реакций:

а) гидролиз пропилового эфира бензойной кислоты;
б) получение пропионата кальция;
в) полное сгорание пропилового спирта в кислороде;
г) этерификация уксусной кислоты с помощью 3-метилбутанола-1;
д) полимеризация метилового эфира, производного от кислоты $CH_2{=}C(CH_3)COOH$, по месту двойной связи.

12. Из веществ, формулы которых приведены ниже, выведите формулы отвечающих им углеводородов. Распределите углеводороды по гомологическим рядам и назовите их:

$$CH_3CH_2OH,\ CH_2{=}CHCOOH,\ CH{\equiv}CCH_2OH,$$
$$CH_3CH(CH_3)CH_2COOH,\ CH_3CH_2CHO,$$
$$CH_3CBr{=}CHCH_2CH_2CH_2Br,\ CH_3\underset{}{\overset{\overset{\displaystyle CH_2}{\|}}{C}}CH_2CHO,\ CH_3OH,$$
$$CH_3C{\equiv}CCH_2CHO,\ CH_3CH(CH_3)COOH,\ CH_3CH_2CHBrCH_2CH_3,$$
$$CH_3CH_2C{\equiv}CCHClCH_3,\ CH_2{=}CHCH_2CH_2OH,$$
$$CH{\equiv}CCH_2COOH$$

13. Альдегид акролеин является продуктом окисления аллилового спирта $CH_2{=}CHCH_2OH$. При окислении акролеина образуется акриловая кислота. Добавление пропанола переводит кислоту в сложный эфир. Составьте уравнения реакций.

14. Предложите схему получения этилацетата из этилена. Составьте уравнения реакций веществ в структурной форме.

15. Предложите схему получения этилацетата из ацетилена. Уравнения реакций представьте в структурном виде.

27. УГЛЕВОДЫ. НИТРОСОЕДИНЕНИЯ. АМИНЫ. АМИНОКИСЛОТЫ. БЕЛКИ

Углеводы. Классификация углеводов. Глюкоза, ее строение и свойства. Фруктоза как изомер глюкозы. Сахароза и ее гидролиз. Крахмал и целлюлоза. Их строение и свойства. Применение углеводов.

Нитросоединения. Нитробензол, его получение и свойства.

Амины. Классификация и номенклатура. Строение аминов и их свойства. Ароматические амины. Анилин, его получение и применение.

Аминокислоты, их строение, свойства и значение. Белки как высокомолекулярные природные соединения. Строение белков и их свойства. Проблема химического синтеза белков.

УГЛЕВОДЫ

Углеводы (*сахара́*) — важнейшие природные соединения, состоящие из углерода, водорода и кислорода. Углеводы подразделяют на *моносахариды* и *полисахариды*. Моносахариды не подвергаются гидролизу, а полисахариды при кипячении с разбавленными растворами кислот расщепляются до моносахаридов.

Углеводы относятся к полифункциональным соединениям. В молекуле моносахарида имеются функциональные группы разных типов: группы OH (спиртовая функция) и группы CO (альдегидная или кетонная функция). Поэтому среди углеводов различают *альдегидоспирты* (*спиртоальдегиды, альдозы*) и *кетоспирты* (*спиртокетоны, кетозы*).

Важнейший представитель альдоз — это *глюкоза*:

```
        H   H   OH  H
        |   |   |   |      O
CH2 —  C — C — C — C — C⁄⁄
|       |   |   |   |      \
OH      OH  OH  H   OH      H
```

а представитель кетоз — *фруктоза*:

```
        H   H   OH
        |   |   |
CH2 —  C — C — C — C — CH2
|       |   |   |   ‖    |
OH      OH  OH  H   O    OH
```


Глюкоза (*виноградный сахар*) и фруктоза (*фруктовый сахар*) являются структурными изомерами; их молекулярная формула $C_6H_{12}O_6$.

Глюкозу можно отличить от фруктозы так же, как и любой альдегид от кетона, — по реакции «серебряного зеркала»:

```
        H   H   OH  H                          H   H   OH  H
        |   |   |   |      O                   |   |   |   |      O
CH2 —  C — C — C — C — C⁄⁄    —Ag2O→  CH2 —  C — C — C — C — C⁄⁄
|       |   |   |   |      \    −Ag    |       |   |   |   |      \
OH      OH  OH  H   OH      H          OH      OH  OH  H   OH      OH
        глюкоза                              глюконовая кислота
```

Этерификация глюкозы и фруктозы (например, уксусной кислотой) приводит к образованию сложного эфира по всем пяти группам OH (OH заменяется на $OCOCH_3$).

Однако не все реакции, характерные для альдегидов, протекают с глюкозой; например, не происходит реакции присоединения с участием гидросульфита натрия. Причина в том, что молекула глюкозы может существовать в трех изомерных формах, из которых две формы (α- и β-формы) циклические. В растворе все три формы находятся в состоянии равновесия, причем открытая (альдегидная) форма, приведенная выше, содержится в наименьшем количестве:

$$\underset{\text{циклическая форма}}{\alpha\text{-Глюкоза}} \rightleftarrows \underset{\text{альдегидная форма}}{\text{Глюкоза}} \rightleftarrows \underset{\text{циклическая форма}}{\beta\text{-Глюкоза}}$$

Циклические формы глюкозы не содержат альдегидной группы. Они отличаются друг от друга только пространственным расположением атома H и группы OH у атома углерода C_1 (рядом с кислородом в цикле):

```
      CH2OH                    CH2OH
    H /H ——— O               H /H ——— O
     /        \  H            /        \  OH
    |          |1            |          |1
  HO \OH    H / OH         HO \OH    H / H
      H ——— OH                 H ——— OH
    α-глюкоза                β-глюкоза
```

Глюкоза в водном растворе легко подвергается брожению в присутствии различных ферментов (органических катализаторов); наиболее важны в промышленности:

а) *спиртовое брожение*

$$\underset{\text{глюкоза}}{C_6H_{12}O_6} \xrightarrow{\text{дрожжи}} \underset{\text{этанол}}{2C_2H_5OH} + 2CO_2\uparrow$$

б) *молочнокислое брожение*

$$\underset{\text{глюкоза}}{C_6H_{12}O_6} \longrightarrow \underset{\text{молочная кислота}}{2CH_3{-}CH(OH){-}COOH}$$

Дисахариды образуются из двух молекул моносахаридов путем межмолекулярной дегидратации. Так, *сахароза* $C_{12}H_{22}O_{11}$ является продуктом соединения остатков глюкозы и фруктозы за счет отщепления воды:

глюкоза + фруктоза

сахароза

При гидролизе в кислотной среде сахароза переходит вновь в моносахариды:

$$\underset{\text{сахароза}}{C_{12}H_{22}O_{11}} + H_2O \xrightarrow{H^+} \underset{\text{глюкоза}}{C_6H_{12}O_6} + \underset{\text{фруктоза}}{C_6H_{12}O_6}$$

Крахмал и *целлюлоза* (клетчатка) — продукты поликонденсации (межмолекулярной дегидратации) соответственно α- и β-формы глюкозы. Они являются полисахаридами с общей формулой $(C_6H_{10}O_5)_n$. Степень полимеризации крахмала составляет 1000—6000, а целлюлозы 10 000—14 000. Целлюлоза наиболее распространенное в природе органическое вещество, содержится в древесине. Крахмал (легче) и целлюлоза (труднее) подвергаются гидролизу (H_2SO_4 или HCl, > 100 °C), конечный продукт — глюкоза.

Большое практическое значение имеют сложные эфиры целлюлозы с уксусной кислотой (их используют в производстве искусственного *ацетатного волокна* и кинофотопленок):

$$\underset{\text{триацетат целлюлозы}}{[C_6H_7O_2(OCOCH_3)_3]_n} \quad \text{и} \quad \underset{\text{диацетат целлюлозы}}{[C_6H_7O_2(OCOCH_3)_2(OH)]_n}$$

Очень важны в народном хозяйстве *азотсодержащие* органические вещества. Азот может входить в органические соединения в виде нитрогруппы NO_2, аминогруппы NH_2 и амидогруппы (пептидной группы) C(O)NH, причем всегда атом азота связан непосредственно с атомом углерода.

НИТРОСОЕДИНЕНИЯ

Нитросоединения получают при прямом нитровании предельных углеводородов азотной кислотой (давление, температура) или при нитровании ароматических углеводородов азотной кислотой в присутствии серной кислоты, например:

$$\underset{\text{пропан}}{CH_3CH_2CH_3} \xrightarrow[-H_2O]{HNO_3} \underset{\text{2-нитропропан}}{CH_3CH(NO_2)CH_3}$$

$$\underset{\text{бензол}}{C_6H_5{-}H} + \underset{\text{азотная кислота}}{NO_2{-}OH} \xrightarrow[-H_2O]{} \underset{\text{нитробензол}}{C_6H_5{-}NO_2}$$

Восстановление нитросоединений с помощью атомарного водорода (образуется либо непосредственно в сосуде по реак-

ции Fe + 2HCl = $FeCl_2$ + $2H^0$, либо при пропускании водорода H_2 над никелевым катализатором: $H_2 = 2H^0$) позволяет получить *первичные амины* (общая формула $R—NH_2$):

$$CH_3NO_2 \xrightarrow[-H_2O]{H^0} CH_3NH_2$$

нитрометан метиламин

$$C_6H_5NO_2 \xrightarrow[-H_2O]{H^0} C_6H_5NH_2 \text{ (реакция Зинина)}$$

нитробензол фениламин (анилин)

АМИНЫ

Амины можно рассматривать как органические производные аммиака NH_3. Амины могут быть *первичными* $R—NH_2$, *вторичными* RR′NH и *третичными* RR′R″N в зависимости от числа атомов водорода, которые замещены на радикалы R, R′ или R″. Например, первичный амин — этиламин $C_2H_5NH_2$, вторичный амин — диметиламин $(CH_3)_2NH$ и третичный амин — триэтиламин $(C_2H_5)_3N$.

Амины, как и аммиак, проявляют осно́вные свойства; они образуют в водном растворе гидраты, которые диссоциируют с образованием анионов OH^-:

$$CH_3NH_2 + H_2O = CH_3NH_2 \cdot H_2O \rightleftarrows CH_3NH_3^+ + OH^-$$

метиламин гидрат метиламина катион метиламиния

а с кислотами образуют соли:

$$2C_6H_5NH_2 + H_2SO_4 = (C_6H_5NH_3)_2SO_4$$

анилин сульфат анилиния

Ароматические амины (в которых аминогруппа связана непосредственно с бензольным кольцом) являются более слабыми основаниями, чем алкиламины, из-за взаимодействия неподеленной пары электронов атома азота с π-электронами бензольного кольца. Аминогруппа облегчает замещение водорода в бензольном кольце, например, на бром:

$$C_6H_5NH_2 \xrightarrow[-HBr]{Br} C_6H_2Br_3NH_2$$

анилин 2,4,6-триброманилин

Анилин в лаборатории получают восстановлением нитробензола. Является чрезвычайно важным материалом для получения красителей (анилиновые красители).

АМИНОКИСЛОТЫ

Органические соединения, содержащие в своем составе карбоксильную группу и аминогруппу, называются *аминокислотами*; они являются основой белковых веществ:

$$NH_2—CH_2—C(=O)OH \qquad CH_3—CH(NH_2)—C(=O)OH$$

аминоуксусная кислота (глицин) 2-аминопропановая кислота (аланин)

Аминокислоты проявляют свойства и кислот, и аминов. Так, они образуют соли (за счет кислотных свойств карбоксильной группы):

$$NH_2CH_2COOH + NaOH \longrightarrow Na(NH_2CH_2COO) + H_2O$$

глицин глицинат натрия

и сложные эфиры (подобно другим органическим кислотам):

$$NH_2CH_2COOH + C_2H_5OH \longrightarrow NH_2CH_2C(O)OC_2H_5 + H_2O$$

глицин этилглицинат

С более сильными (неорганическими) кислотами аминокислоты проявляют свойства оснований и образуют соли за счет осно́вных свойств аминогруппы:

$$NH_2CH_2C(=O)OH + HCl = [NH_3CH_2—C(=O)OH]Cl$$

глицин хлорид глициния

Реакции образования глицинатов и солей глициния можно объяснить следующим образом. В водном растворе аминокислóты существуют в трех формах (на примере глицина):

глицинат-ион $H_2NCH_2COO^-$ (в щелочной среде, pH > 7)

$OH^- \uparrow\downarrow H_2O$

биполярный ион $[^+H_3NCH_2COO^-]$ (глицин) (в нейтральной среде, pH = 7)

$H_2O \uparrow\downarrow H^+$

катион глициния $[^+H_3NCH_2COOH]$ (в кислотной среде, pH < 7)

Поэтому со щелочами в реакцию вступают катион глициния и глицин, а с кислотами — глицинат-ион и глицин; соответственно равновесие смещается в сторону образования анионов (вверх по схеме) или катионов (вниз по схеме).

БЕЛКИ

Белки (протеины) — органические природные соединения — биополимеры, построенные из остатков аминокислот. В молекулах белков азот присутствует в виде амидогруппы —NH—, остатки аминокислот соединены *пептидной* связью —CO—NH—. Белки обязательно содержат элементы C, H, N, O, почти всегда S, часто P и др.

При гидролизе белков получают смесь аминокислот, например:

$$NH_2CH_2-\underset{\underset{O}{\parallel}}{C}-NH-\underset{\underset{CH_3}{|}}{CH}-C\begin{smallmatrix}\nearrow O\\ \searrow OH\end{smallmatrix} \xrightarrow{H_2O}$$

глицилаланин

$$\longrightarrow NH_2CH_2-C\begin{smallmatrix}\nearrow O\\ \searrow OH\end{smallmatrix} + NH_2\underset{\underset{CH_3}{|}}{CH}-C\begin{smallmatrix}\nearrow O\\ \searrow OH\end{smallmatrix}$$

глицин аланин

По числу остатков аминокислот в молекуле белка различают *дипептиды* (приведенный выше глицилаланин), *трипептиды* и т. д. Природные белки (*протеины*) содержат от 100 до $1 \cdot 10^5$ остатков аминокислот, что отвечает относительной молекулярной массе $1 \cdot 10^4$—$1 \cdot 10^7$ (а. е. м.).

Образование макромолекул протеинов (*биополимеров*), т. е. связывание молекул аминокислот в длинные цепи, происходит при участии группы —COOH одной молекулы и группы —NH_2 другой молекулы:

$$-C\begin{smallmatrix}\nearrow O\\ \searrow OH\end{smallmatrix} + \begin{smallmatrix}H\searrow\\ H\nearrow\end{smallmatrix}N-\ldots \xrightarrow{-H_2O} -\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-\overset{\overset{H}{|}}{N}-\ldots$$

Физиологическое значение белков трудно переоценить; не случайно их называют «носители жизни». Белки — основной материал, из которого построен живой организм, т. е. протоплазма каждой живой клетки.

При биологическом синтезе белка в полипептидную цепь включаются остатки 20 аминокислот (в порядке, задаваемом генетическим кодом организма). Среди них есть и такие, которые не синтезируются вообще (или синтезируются в недостаточном количестве) самим организмом, они называются *незаменимыми аминокислотами* и вводятся в организм только вместе с пищей. Пищевая ценность белков различна; животные белки, имеющие более высокое содержание незаменимых аминокислот, считаются для человека более важными, чем растительные белки.

Вопросы и упражнения

1. Составьте структурные формулы следующих веществ:

а) полный эфир глюкозы и пропионовой кислоты;
б) альдегидоспирт состава $C_5H_{10}O_5$;
в) тетранитрометан;
г) сульфат диметиламмония;
д) аланинат калия;
е) сульфат аланиния;
ж) циклогексиламин.

2. Напишите уравнения следующих реакций:

а) окисление глюкозы в кислоту;
б) восстановление глюкозы в спирт;

в) полное сгорание пропиламина в кислороде (азот выделяется в свободном виде);
г) взаимодействие дифениламина с азотной кислотой;
д) восстановление нитробутана в бутиламин.

3. Предложите способ разделения смеси бензола, фенола и нитробензола. Составьте уравнения всех необходимых реакций.

4. Соединение состава $C_2H_5NO_2$ образует соли как с азотной кислотой, так и с гидроксидом бария. Напишите структурную формулу этого вещества и его изомера из другого класса. Приведите уравнения реакций солеобразования и назовите полученные продукты.

5. Составьте уравнения всех реакций, представленных схемой:

$$C_6H_5CH_3 \xrightarrow{HNO_3} \ldots \xrightarrow{H_2,\ Ni} \ldots \xrightarrow{HCl} \ldots$$

Назовите все органические вещества.

Г. ХИМИЧЕСКИЕ ЗАДАЧИ

1. ОБЩИЕ УКАЗАНИЯ К РЕШЕНИЮ ЗАДАЧ

В тексте теоретических разделов 1—4 и 7—8 (часть А) содержатся все необходимые сведения по способу решения задач, называемому алгебраическим, там же приведено достаточное число примеров решения. Суммируем особенности этого метода*.

Алгебраический метод основан на математических уравнениях — определениях физических величин, которые содержатся в тексте пособия (буквенные обозначения величин см. также в приложении). Из этих необходимых для решения исходных уравнений выводится расчетная формула, в которой слева искомая величина, а справа только заданные величины и необходимые константы.

Рассмотрим основные этапы решения химической задачи.

---

* При решении задач на вступительных испытаниях важен не сам метод (задачу можно решать любым известным методом, в том числе и методом логических пропорций), а время, затраченное на решение. При использовании алгебраического метода затраты времени наименьшие. Все методы решения задач подробно описаны и проиллюстрированы в дидактических пособиях [5] и [6] (см. список «Дополнительная литература» в конце книги).

Пример 1. *Какой объем (л, н. у.) занимает порция углекислого газа массой 110 г?*

1. Определяется после прочтения условия тема задачи. В примере 1 это вычисление объема порции газа (при н. у.) по известной массе порции.

2. Составляются данные задачи, вводятся буквенные обозначения для веществ и физических величин, причем вначале указывается искомая величина, а затем — заданные по условию величины. В примере 1 имеем:

Данные	*Решение*
$CO_2 = B$ $V_B = ?$ $m_B = 110$ г	

3. Составляется химическая формула вещества (для расчетов по формуле) или уравнение реакции (для расчетов по уравнению), если о них говорится в условии задачи. В примере 1 формула углекислого газа уже составлена и внесена в данные (в дальнейшем по этой формуле будет рассчитана молярная масса вещества). Уравнение химической реакции помещается на полосе «Решение» (см. пример 2).

4. Решается задача в общем виде — выводится расчетная формула. В примере 1 используются два уравнения-определения: связь между объемом газа и его количеством (через константу «молярный объем газа») и связь между массой вещества и его количеством (через константу «молярная масса вещества»), а именно

$$V_M = V_B/n_B \quad \text{(см. раздел 2)}$$
$$M_B = m_B/n_B \quad \text{(см. раздел 1)}$$

Эти уравнения можно выписать (для памяти) отдельно, например справа от полосы «Решение».

Вывод расчетной формулы:

Данные	*Решение*
$CO_2 = B$ $V_B = ?$ $m_B = 110$ г	$V_B = n_B V_M = \frac{m_B}{M_B} V_M$

5. Данные задачи дополняются константами, которые требуются для расчета по выведенной формуле. В примере 1 это молярный объем газа (при н. у.), равный 22,4 л/моль (значение должно быть известно по памяти) и молярная масса вещества (вычисляется отдельно по относительным атомным массам, приведенным в Периодической системе; так, для CO_2 значение M_B = 44 г/моль, так как $12 \cdot 1 + 16 \cdot 2 = 44$ а. е. м.):

Данные	*Решение*
$CO_2 = B$ $V_B = ?$ $m_B = 110$ г	$V_B = n_B V_M = \frac{m_B}{M_B} V_M$
$V_M = 22{,}4$ л/моль $M_B = 44$ г/моль	

Проверьте еще раз запись: число величин и констант в расчетной формуле и в данных должно совпадать. В примере 1 одна искомая величина, одна заданная величина и две константы.

6. Выведенная расчетная формула проверяется на соответствие единиц. В примере 1 после подстановки единиц должно получиться выражение объема газа в литрах (указано в условии задачи):

Данные	*Решение*
$CO_2 = B$ $V_B = ?$ $m_B = 110$ г	$V_B = n_B V_M = \frac{m_B}{M_B} V_M \left[\frac{\text{г} \cdot \text{л/моль}}{\text{г/моль}} = \text{л}\right]$
$V_M = 22{,}4$ л/моль $M_B = 44$ г/моль	

7. Проводится подстановка значений всех величин в расчетную формулу и собственно расчет (используя микрокалькулятор); к полученному числовому значению искомой величины добавляется обозначение ее единицы:

Данные	Решение
$CO_2 = B$ $V_B = ?$ $m_B = 110$ г	$V_B = n_B V_M = \frac{m_B}{M_B} V_M \left[\frac{г \cdot л/моль}{г/моль} = л\right] =$ $= \frac{110 \cdot 22,4}{44} = 56$ л
$V_M = 22,4$ л/моль $M_B = 44$ г/моль	

Ответ: порция углекислого газа массой 110 г занимает (при н. у.) объем 56 л.

Рассмотрим теперь решение задачи, условие которой включает уравнение химической реакции.

Пример 2. *Определите массовую долю (в %) основного вещества в техническом дикарбиде кальция, если из его навески массой 640 г при полном разложении водой выделилось 196 л (н. у.) газа.*

Для решения задачи выполняем пункты (1—7), формулы-определения берутся из разделов 1—3, уравнение реакции относится к гидролизу бинарного соединения CaC_2 и одновременно к способу получения ацетилена C_2H_2 (см. разделы 8 и 24):

Данные	Решение
$CaC_2 = A$ $C_2H_2 = B$ $w_A = ?$ $m_{см} = 640$ г $V_B = 196$ л	$CaC_2 + 2H_2O = Ca(OH)_2 + C_2H_2\uparrow$ $w_A = \frac{m_A}{m_{см}} = \frac{M_A n_A}{m_{см}} = \frac{M_A a n_B}{m_{см} b} =$ $= \frac{M_A a V_B}{m_{см} b V_M} \left[\frac{г/моль \cdot л}{г \cdot л/моль} = 1\right] =$ $= \frac{64 \cdot 1 \cdot 196}{640 \cdot 1 \cdot 22,4} = 0,875$ (87,5%).
$a = 1$ (CaC_2) $M_A = 64$ г/моль $b = 1$ (C_2H_2) $V_M = 22,4$ л/моль	

Ответ: массовая доля вещества CaC_2 в техническом продукте составляет 87,5%.

2. ЗАДАЧИ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

РАЗДЕЛ 1*

Количество вещества. Число формульных единиц. Молярная масса

1. Определите, какое количество вещества (моль) содержат: а) 12,9 г HNO_3; б) 200 г MnO_2.

2. Определите, какое количество вещества (моль) содержит порция: а) $1,2 \cdot 10^{25}$ молекул HCl; б) $4,8 \cdot 10^{22}$ формульных единиц $Ca_3(PO_4)_2$.

3. Рассчитайте массу (в граммах): а) 0,14 моль NH_3; б) 0,54 моль $CuSO_4$.

4. Определите, какое число молекул содержат: а) 430 моль SO_2; б) 5,4 г N_2O_5.

5. Определите, какое число формульных единиц (условных молекул) содержат: а) 20 моль Na_2S; б) 40 г $CaCO_3$.

6. Рассчитайте массу (в граммах) порций веществ, содержащих указанное число молекул: а) $7,5 \cdot 10^{22}$, P_2O_5; б) $4,5 \cdot 10^{25}$, C_2H_5OH.

7. Рассчитайте молярную массу (г/моль) некоторого вещества В, если абсолютная масса одной формульной единицы этого вещества составляет $7,31 \cdot 10^{-23}$ г.

8. Рассчитайте абсолютную массу (в граммах) одной молекулы серной кислоты.

9. Масса одной молекулы серы S_x составляет $4,26 \cdot 10^{-22}$ г, а масса атома серы равна $5,32 \cdot 10^{-23}$ г. Определите состав молекулы серы.

10. Определите число катионов и анионов в кристалле криолита $Na_3[AlF_6]$ объемом 0,0025 $см^3$ и плотностью 2,90 $г/см^3$.

* Номера разделов соответствуют нумерации разделов частей А, Б и В данного пособия.

РАЗДЕЛ 2

Молярный объем газа. Относительная плотность газа

1. Определите, какой объем (в литрах, н. у.) занимают: а) 0,75 моль NO; б) 40,5 г C_2H_4.

2. Рассчитайте объем (при н. у., л) и массу (в граммах) газа Cl_2, если в порции содержится $1 \cdot 10^{24}$ молекул.

3. Рассчитайте объем (при н. у., л) и массу (в граммах) порции газа C_4H_{10}, содержащей $2{,}4 \cdot 10^{24}$ атомов углерода.

4. Смешали некоторые объемы (при н. у.) угарного и углекислого газов (CO и CO_2). Масса смеси 54,36 г, объем 30 л. Определите объем каждого газа до смешивания.

5. Рассчитайте плотность по водороду и по воздуху следующих газов: а) NO; б) CO_2; в) H_2S.

6. Рассчитайте молярную массу (г/моль) для некоторых газов, относительная плотность которых по известному газу равна: а) 3,05 (по O_2); б) 4,91 (по N_2).

7. Масса 0,25 л (н. у.) некоторого газа равна 0,893 г. Определите молярную массу (г/моль), плотность по водороду и по воздуху для этого газа.

8. Определите плотность озона по воздуху и по водороду. Рассчитайте также массу (в граммах) смеси 1 л озона и 3 л кислорода (при н. у.).

9. Объемные доли газов в смеси составляют 0,2 для H_2, 0,45 для N_2 и 0,35 для Ar. Определите относительную плотность (по водороду) для этой смеси.

Массовая доля элемента. Расчеты по формулам веществ

10. Рассчитайте массовые доли (в %) элементов в веществах: а) H_2S; б) $CaCl_2$; в) гидроксид кальция; г) нитрат железа(III); д) $Ca(H_2PO_4)_2$; е) $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$.

11. Определите формулы веществ а) H_xO_y и б) N_xH_y, если массовые доли элементов в них: а) 11% H, 89% O; б) 82% N, 18% H.

12. Определите формулы веществ а) $H_xC_yO_z$ и б) $Cu_xO_yH_z$, если массовые доли элементов в них равны:

а) 3,2% H, 19,4% C, 77,4% O;

б) 65% Cu, 33% O, 2% H.

13. Рассчитайте массу (в тоннах) железа, содержащуюся в 464 т магнетита $(Fe^{II}Fe_2^{III})O_4$.

14. Установите, какой массе оксида железа(III) соответствует образец руды, содержащей 2,8 г железа. Рассчитайте также массовую долю (в %) кислорода в оксиде.

15. Рассчитайте массовую долю (в %) железа в оксидах: а) Fe_2O_3; б) $(Fe^{II}Fe_2^{III})O_4$; в) FeO.

16. Рассчитайте массовую долю (в %) хрома в сплаве *феррохром*, если в нем на каждые 3 атома хрома приходится 1 атом железа.

17. Рассчитайте массовое «содержание» (в %) оксида алюминия и воды для: а) $Al(OH)_3$; б) AlO(OH).

18. Рассчитайте массовое «содержание» (в %) оксида фосфора(V) и воды в кислотах: а) H_3PO_4; б) $H_4P_2O_7$; в) HPO_3.

19. Определите формулу вещества $(Na_2O)_x(SiO_2)_y$, если массовое «содержание» оксида натрия в нем равно 67,4%.

20. Кристаллогидрат $Na_2CO_3 \cdot nH_2O$ содержит 37,1% (по массе) безводной соли. Определите число n.

21. Кристаллогидрат $xCaSO_4 \cdot yH_2O$ отвечает минералам: а) *гипс* (содержание воды 20,9% по массе); б) *жжёный гипс* (содержание воды 6,2%). Установите состав обоих минералов.

22. Навеску 4,93 г кристаллогидрата $MgSO_4 \cdot nH_2O$, содержащего 51,16% (по массе) воды, полностью обезвоживают. Рассчитайте массу сухого остатка.

23. Рассчитайте массовые доли (в %) катионов, аниона и воды в кристаллогидрате $Fe(NH_4)_2(SO_4)_2 \cdot 6H_2O$.

24. Определите формулу газообразного углеводорода $(C_xH_y)_z$, если массовая доля углерода в нем равна 80%, а 1 л этого газа (при н. у.) имеет массу 1,34 г.

25. Определите формулу газообразного углеводорода $(C_xH_y)_z$, плотность которого по водороду равна 21, а массовая доля углерода в нем 85,7%.

26. Составьте формулу вещества $(C_xH_yCl_z)_q$, если плотность его пара по водороду равна 63,42, а массовые доли элементов составляют 37,8% (C) и 6,3% (H).

27. В некоторой карбоновой кислоте $C_nH_{2n+1}COOH$ массовые доли углерода и кислорода равны соответственно 54,5% и 36,4%. Определите число *n* в формуле кислоты, если плотность ее пара по водороду составляет 44.

РАЗДЕЛ 3

Количество вещества и масса реагентов (продуктов). Объем газообразных реагентов (продуктов)

1. Рассчитайте количество вещества (моль) для первого реагента, вступившее в реакцию с 1,25 моль второго реагента:

а) $Al(OH)_3 + H_2SO_4 \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + \ldots$

б) $KOH + H_3PO_4 \longrightarrow K_3PO_4 + \ldots$

2. Рассчитайте количество реагента (моль), необходимое для получения 0,75 моль первого из продуктов для следующих реакций:

а) $Fe_2(SO_4)_3 \longrightarrow SO_3 + Fe_2O_3$

б) $Cu_2CO_3(OH)_2 \longrightarrow CuO + CO_2 + H_2O$

3. Рассчитайте количество продукта (моль), образовавшееся из 2,5 моль первого реагента:

а) $CaO + P_2O_5 \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2$

б) $Cl_2O_7 + Na_2O \longrightarrow NaClO_4$

4. Определите массу (в граммах) осадка, полученного из 3,25 моль первого реагента:

а) $MgCl_2 + Na_3PO_4 \longrightarrow Mg_3(PO_4)_2\downarrow + \ldots$

б) $AgNO_3 + Na_2SO_4 \longrightarrow Ag_2SO_4\downarrow + \ldots$

5. Рассчитайте массу каждого продукта разложения 210 кг карбоната магния.

6. Какое количество (моль) серной кислоты потребуется для получения 66 кг сульфата аммония?

7. Рассчитайте объем (мл) воды, затраченной на реакцию

$$Al_4C_3 + H_2O \longrightarrow Al(OH)_3\downarrow + CH_4\uparrow$$

если прореагировало 100 г карбида алюминия.

8. Рассчитайте объем (н. у., в литрах) полученного газа, если в реакцию вступило 0,5 моль первого реагента:

а) $CaF_2 + H_2SO_4 \longrightarrow CaSO_4 + HF\uparrow$

б) $NH_4Cl + Ca_3N_2 \longrightarrow CaCl_2 + NH_3\uparrow$

9. Определите объем (н. у., в литрах) углекислого газа, собранного в результате полного разложения 150 г $Cu_2CO_3(OH)_2$.

10. Определите суммарный объем (н. у., в литрах) газов, полученных по реакции $NH_4Cl \longrightarrow NH_3 + HCl$ из 50 г хлорида аммония.

Избыток (недостаток) реагентов. Практический выход продуктов

11. Оксид кальция массой 14 г обработали раствором, содержащим 35 г азотной кислоты. Установите массу образовавшейся соли.

12. Рассчитайте массу гидроксида меди(II), полученного при взаимодействии 8 г гидроксида натрия и 17 г сульфата меди(II).

13. Рассчитайте массу (в граммах) серы в реакции

$$H_2S + SO_2 \longrightarrow S + 2H_2O$$

если смешано по 11,2 л (н. у.) обоих газов.

14. При сгорании фосфора в кислороде образуется оксид фосфора(V). До реакции имелось 8,68 г фосфора и 10 л (н. у.) кислорода. Определите массу (в граммах) полученного оксида.

15. Избыток оксида бария прокалили с 2,75 моль диоксида кремния и получили 2,25 моль соли $BaSiO_3$. Рассчитайте практический выход (в %) этого продукта.

16. Взаимодействие 9,84 г оксида железа(III) с монооксидом углерода приводит к получению 5,73 г железа и выделению углекислого газа. Рассчитайте практический выход (в %) железа.

17. Рассчитайте объем (н. у., в литрах) диоксида азота, который можно получить из 58,5 моль азота по схеме

$$N_2 \longrightarrow NH_3 \longrightarrow NO \longrightarrow NO_2,$$

если практический выход во всем процессе составляет 39%.

18. Рассчитайте, какую массу (кг) серной кислоты можно получить из 500 кг серы по схеме $S \longrightarrow SO_2 \longrightarrow SO_3 \longrightarrow H_2SO_4$, если практический выход процесса равен 45%.

Массовая, объемная и мольная доля вещества в смеси. Степень чистоты вещества

19. Смесь мела (карбонат кальция) и песка (диоксид кремния) обработали избытком соляной кислоты. Масса смеси составляла 30 г, масса твердого остатка после обработки равна 12,6 г. Рассчитайте массовую долю (в %) мела в исходной смеси.

20. Смесь хлорида и нитрата калия, содержащая 57,5% нитрата, обработана раствором нитрата серебра(I) до полного выпадения осадка массой 2,87 г. Рассчитайте массу (в граммах) исходной смеси солей калия.

21. Через раствор, приготовленный из 2,45 г смеси сульфата меди(II) и нитрата натрия, пропущен избыток сероводорода. Выпал осадок массой 0,96 г. Рассчитайте массовую долю (в %) соли натрия в исходной смеси.

22. К 32 г смеси магния и его оксида, содержащей 62,5% (по массе) оксида, добавили избыток хлороводородной кислоты. Рассчитайте объем (н. у., в литрах) выделившегося газа.

23. Определите массовую долю (в %) железа в стали, если при сжигании 10 г стали в токе кислорода образовалось 0,28 л (н. у.) газа.

24. Рассчитайте массовые доли (в %) ионов H^+ и OH^- в чистой воде, если известно, что в 1 л воды при комнатной температуре содержится по $1 \cdot 10^{-7}$ моль ионов.

25. В природной воде атомная доля дейтерия равна 0,015% (остальное — протий). Сколько молекул H_2O приходится на одну молекулу D_2O? Рассчитайте также массовую долю (в %) D_2O в природной воде.

26. Смешано 5 л метана, 10 л водорода и 25 л кислорода. Установите объемную долю (в %) каждого газа в смеси.

27. Определите количество кислорода (моль) в 1 л воздуха (при н. у.), если объемная доля кислорода равна 20,94%.

28. Смешано 4 моль метана, 3 моль водорода и 0,5 моль угарного газа. Вычислите объемную долю (в %) каждого газа в смеси.

29. При пропускании смеси равных объемов сернистого газа и кислорода через контактный аппарат 45% молекул сернистого газа превращается в молекулы газа SO_3. Определите объемные доли газов (в %) в смеси на выходе из аппарата.

30. Рассчитайте массу 1 л (н. у.) газовой смеси на выходе из аппарата по данным задачи 29.

31. Образец сплава *константан* содержит 0,9375 моль меди и 0,5797 моль никеля. Установите мольную долю (в %) каждого металла в сплаве.

32. Определите массовую и мольную доли (в %) компонентов натронной извести, содержащей 2,4 моль гидроксида кальция и 52 г гидроксида натрия.

33. После прокаливания 170 г гидроксида магния получена смесь, в которой обнаружено 96,55 г оксида магния. Определите мольную долю (в %) каждого компонента конечной смеси.

34. Смесь нитрата натрия и хлорида кальция массой 18,6 г обработали избытком нитрата серебра(I). Выпал осадок массой 6,4 г. Рассчитайте мольную долю (в %) каждой соли в исходной смеси.

35. Определите степень чистоты (в %) малахита $Cu_2CO_3(OH)_2$, если на перевод основного вещества из навески малахита (массой 8,8 г) в раствор израсходовано 0,14 моль азотной кислоты. Примеси с кислотой не реагируют.

36. Определите степень чистоты (в %) мрамора — природного карбоната кальция, если при термическом разложении его навески массой 7,35 г выделилось 1,52 л (н. у.) газа. Примеси разложению не подвергаются.

РАЗДЕЛ 4

Тепловой эффект и энтальпия реакции. Расчеты по термическим уравнениям*

1. Рассчитайте тепловой эффект реакций (кДж):

а) $4Al_{(т)} + 3O_{2(г)} = 2Al_2O_{3(т)}$

б) $2SO_{2(г)} + O_{2(г)} = 2SO_{3(г)}$

Укажите, будет ли каждая из этих реакций экзо- или эндотермической.

2. Рассчитайте стандартную энтальпию реакций (кДж), предварительно подобрав коэффициенты:

а) $FeO_{(т)} + O_{2(г)} \longrightarrow Fe_2O_{3(т)}$

б) $Fe_2(SO_4)_{3(т)} \longrightarrow Fe_2O_{3(т)} + SO_{3(г)}$

в) $ZnS_{(т)} + O_{2(г)} \longrightarrow ZnO_{(т)} + SO_{2(г)}$

Укажите вид энергетического эффекта реакций.

3. По термохимическим уравнениям рассчитайте стандартную энтальпию образования (кДж/моль) продуктов, предварительно подобрав коэффициенты:

а) $Na_2O_{(т)} + CO_{2(г)} + H_2O_{(ж)} \longrightarrow NaHCO_{3(т)} + 338$ кДж

б) $NH_{3(г)} + SO_{3(г)} + H_2O_{(г)} \longrightarrow (NH_4)_2SO_{4(т)} + 451$ кДж

в) $CuO_{(т)} + NO_{2(г)} + O_{2(г)} \longrightarrow Cu(NO_3)_{2(т)} + 440$ кДж

4. По термохимическим уравнениям рассчитайте стандартную энтальпию образования (кДж/моль) реагентов, предварительно подобрав коэффициенты:

а) $Na_2SO_{3(т)} \longrightarrow Na_2SO_{4(т)} + Na_2S_{(т)} + 176$ кДж

б) $Na_2HPO_{4(т)} \longrightarrow Na_4P_2O_{7(т)} + H_2O_{(ж)} - 58$ кДж

5. Рассчитайте количество теплоты (кДж), отвечающее

а) полному сгоранию на воздухе 7,58 моль угля (графита),

б) сгоранию на воздухе 7,58 моль угарного газа,

если тепловой эффект реакций равен: а) +393 кДж, б) +566 кДж.

* Значения стандартной энтальпии образования веществ приведены в приложении 7.

6. Вычислите количество теплоты (кДж), отвечающее образованию 20 г продукта:

а) $2Mg_{(т)} + Si_{(т)} = Mg_2Si_{(т)}$

б) $2Fe_{(т)} + 3Cl_{2(г)} = 2FeCl_{3(т)}$

в) $2P$(белый) $+ 3Ca_{(т)} = Ca_3P_{2(т)}$

7. Определите количество теплоты (кДж), отвечающее участию в реакциях 100 г первого реагента:

а) $P_2O_{5(т)} + 3H_2O_{(ж)} = 2H_3PO_{4(т)}$

б) $SO_{3(т)} + H_2O_{(ж)} = H_2SO_{4(ж)}$

8. Рассчитайте массу (в граммах) продукта реакции

$3Fe_{(т)} + 2O_{2(г)} = (Fe^{II}Fe_2^{III})O_{4(т)} + 1118$ кДж

соответствующую выделению 1000 кДж теплоты.

9. Определите массу (в граммах) первого реагента в реакции

$$2Pb_{(т)} + O_{2(г)} = 2PbO_{(т)} + 438 \text{ кДж}$$

сопровождающейся выделением 500 кДж теплоты.

10. Найдите количество теплоты (кДж), отвечающее 50 л (н. у.) газа в реакции (предварительно подберите коэффициенты):

$$SiO_2(\text{кварц}) + C(\text{графит}) \longrightarrow Si + CO$$

11. Рассчитайте количество теплоты (кДж), отвечающее полному сгоранию на воздухе:

а) 100 л метана,

б) 100 л водяного газа (смесь равных объемов H_2 и CO).

12. Определите объем (в литрах, н. у.) газа, отвечающий выделению 200 кДж теплоты в реакции

$$2KClO_3 = 2KCl + 3O_2 + 76 \text{ кДж}$$

Энтропия и энергия Гиббса реакции*

13. Рассчитайте стандартную энтропию реакции (Дж/К)

$$2SO_{2(г)} + O_{2(г)} = 2SO_{3(г)}$$

* Значения стандартной энтропии веществ приведены в приложении 6.

14. Рассчитайте стандартную энтропию реакций (Дж/К), уравнения которых приведены в задаче **2**.

15. Рассчитайте стандартную энтропию [Дж/(К · моль)] продуктов реакций, уравнения которых приведены в задаче **3**, если значения $\Delta S°$ (Дж/К) равны: а) −369, б) −610, в) −867.

16. Рассчитайте стандартную энтропию [Дж/(К · моль)] исходных веществ реакций, уравнения которых приведены в задаче **4**, если значения $\Delta S°$ (Дж/К) равны: а) −60, б) +40.

17. Рассчитайте для 298 К и 1230 К стандартную энергию Гиббса реакции (кДж)

$$2SO_{2(г)} + O_{2(г)} = 2SO_{3(г)}$$

Установите, возможно ли (да, нет) протекание этой реакции в данных условиях.

18. Рассчитайте для 298 К и 1200 К стандартную энергию Гиббса реакций (кДж) по данным задач **2** и **14**. Установите, возможно ли (да, нет) протекание этих реакций.

19. Рассчитайте для 298 К и 450 К стандартную энергию Гиббса реакций (кДж) по данным задач **3** и **15**. Установите, возможно ли (да, нет) протекание этих реакций.

20. Рассчитайте для 298 К и 800 К стандартную энергию Гиббса реакций (кДж) по данным задач **4** и **16**. Установите, возможно ли (да, нет) протекание этих реакций.

21. Установите, будут ли (да, нет) протекать при 20 °C реакции:

а) $Cu + 2HCl(разб.) = CuCl_2 + H_2\uparrow$ ($\Delta H^0 = 66$ кДж; $\Delta S^0 = 2$ Дж/К)

б) $Zn + H_2SO_4(разб.) = ZnSO_4 + H_2\uparrow$ ($\Delta H^0 = -154$ кДж; $\Delta S^0 = -22$ Дж/К)

22. Установите, будут ли (да, нет) при 20 °C протекать реакции нейтрализации:

а) $3H_2S + 2Al(OH)_3 = Al_2S_3\downarrow + 6H_2O$ ($\Delta H^0 = 485$ кДж; $\Delta S^0 = 13$ Дж/К)

б) $H_2CO_3 + Ca(OH)_2 = CaCO_3\downarrow + 2H_2O$ ($\Delta H^0 = -94$ кДж; $\Delta S^0 = -38$ Дж/К)

23. Определите, при какой температуре — 423 К (а) или 1000 К (б) — следует проводить реакцию

$$CaO_{(т)} + H_2O_{(г)} = Ca(OH)_{2(т)}$$

24. Определите, при какой температуре — 298 К (а) или 900 К (б) — исходное вещество реакции

$$MgCO_{3(т)} = MgO_{(т)} + CO_{2(г)}$$

будет устойчиво к разложению.

Скорость химической реакции. Температурный коэффициент скорости

25. Рассчитайте молярную концентрацию (моль/л) реагента на момент времени τ' после начала реакции $A \longrightarrow 3D$, если на момент времени τ'' ($\tau'' > \tau'$) она стала 0,01 моль/л, а концентрация продукта 0,04 и 1,81 моль/л соответственно.

26. Определите молярную концентрацию (моль/л) реагента на момент времени τ'' после начала реакции $A \longrightarrow 3D$, если на момент времени τ' ($\tau' < \tau''$) она была 1,2 моль/л, а концентрации продукта соответственно 3,62 и 0,08 моль/л.

27. Через некоторый промежуток времени после начала реакции $3A + B \longrightarrow 2D$ молярные концентрации веществ оказались равными 3 (A), 1 (B) и 0,8 моль/л (D). Определите начальные концентрации (моль/л) реагентов.

28. Рассчитайте скорость реакции [моль/(л · с)] между молекулярным азотом и молекулярным кислородом с образованием оксида азота(II), если на моменты времени 74 с и 124 с концентрация азота составляла 0,07 и 0,02 моль/л соответственно.

29. Определите скорость реакции [моль/(л · с)]

$$CO_2 + H_2 \longrightarrow H_2O(пар) + CO$$

если через 1 мин 20 с после ее начала концентрация водяного пара была 0,24 моль/л, а через 2 мин 7 с она стала 0,28 моль/л.

30. Рассчитайте скорость реакции [моль/(л · с)]

$$CO + Cl_2 \longrightarrow \underset{фосген}{CCl_2O}$$

если через 1 мин 40 с после ее начала молярная концентрация CO стала 0,2 моль/л, а начальная концентрация была 3,4 моль/л.

31. В некоторый момент времени скорость реакции $A + B \longrightarrow ...$ составила $2 \cdot 10^{-4}$ моль/(л · с), а концентрация газообразных реагентов 0,01 и 0,05 моль/л соответственно. Найдите значение константы скорости реакции [л/(моль · с)].

32. Рассчитайте, во сколько раз изменится скорость гомогенной реакции $CO + Cl_2 \longrightarrow CCl_2O$, если концентрацию каждого реагента увеличить в 3 раза.

33. Рассчитайте, во сколько раз изменится скорость гомогенной реакции при увеличении концентраций (моль/л) реагентов от состояния (1) до состояния (2):

$$(1)\ \underset{0,6}{A} + \underset{0,4}{B} \longrightarrow ... \qquad (2)\ \underset{2,4}{A} + \underset{1,2}{B} \longrightarrow ...$$

34. Определите, во сколько раз изменится скорость реакции $N_2 + O_2 \longrightarrow 2NO$ при увеличении давления в 2 раза.

35. Установите, во сколько раз изменится скорость реакции $O_2 + C_{(т)} \longrightarrow CO_2$ при уменьшении давления в 6 раз.

36. Рассчитайте константу скорости реакции ($с^{-1}$)

$$C_{(т)} + H_2O \longrightarrow CO + H_2$$

если при концентрации H_2O, равной 0,025 моль/л, скорость реакции составляет $5,5 \cdot 10^{-5}$ моль/(л · с).

37. Определите, во сколько раз изменится скорость реакции

$$FeO_{(т)} + CO \longrightarrow Fe_{(т)} + CO_2$$

если концентрацию CO уменьшить с 26,22 до 0,69 моль/л.

38. Скорость некоторой реакции при 10 °C составляет 2 моль/(л · с). Рассчитайте скорость этой реакции при 50 °C, если температурный коэффициент равен 3.

39. Скорость некоторой реакции при 70 °C равна $2,64 \cdot 10^3$ моль/(л · с). Рассчитайте скорость этой реакции при 20 °C, если температурный коэффициент равен 2,76.

40. Определите температурный коэффициент скорости реакции, если при повышении температуры на 40 °C скорость реакции возрастает в 21,37 раза.

41. Температурный коэффициент скорости реакции составляет 2,45. Рассчитайте, во сколько раз изменится скорость реакции, если повысить температуру на 34 °C.

42. Рассчитайте интервал повышения температуры (в °C) для увеличения скорости некоторой реакции в 64 раза, если температурный коэффициент равен 4.

43. При 20 °C скорости разных реакций (I) и (II) одинаковы. Рассчитайте отношение $\vec{v}_{2(II)}/\vec{v}_{2(I)}$ при 90 °C, если температурные коэффициенты равны 2,5 (I) и 3,5 (II).

44. При 170 °C реакция протекает полностью за 6 с. Рассчитайте продолжительность (в часах, минутах и секундах) этой реакции при 100 °C (температурный коэффициент равен 3,3).

РАЗДЕЛ 7

Коэффициент растворимости

1. Коэффициент растворимости бромида калия при 20 °C равен 65,2 г (на 100 г H_2O). Рассчитайте массу (в граммах) соли, приходящуюся на 250 г воды в насыщенном растворе.

2. Коэффициент растворимости нитрата натрия при 20 °C равен 87,6 г (на 100 г H_2O). Рассчитайте минимальную массу (в граммах) воды, необходимую для растворения 124,8 г соли.

3. Коэффициент растворимости хлорида натрия при 20 °C равен 35,9 г (на 100 г H_2O). Рассчитайте массу (в граммах) насыщенного раствора, содержащего 115,5 г растворенной соли.

4. Коэффициент растворимости карбоната лития при 50 °C равен 1,08 г (на 100 г H_2O). Рассчитайте массу (в граммах) соли, содержащейся в 759 г насыщенного раствора.

5. Коэффициент растворимости нитрата бария при 42 °C равен 14,8 г (на 100 г H_2O). Рассчитайте объем (в литрах) насыщенного раствора (плотность 1080 г/л), содержащего 220,7 г соли.

6. Рассчитайте коэффициент растворимости нитрата цинка(II), если в 0,3 л воды растворяется 1,8857 моль этой соли.

7. Рассчитайте минимальный объем (в литрах) воды, в котором можно растворить 1 г сульфата бария, если коэффициент растворимости соли равен $3,1 \cdot 10^{-4}$ г (на 100 г H_2O).

8. Коэффициент растворимости бромоводорода равен 193 г (на 100 г H_2O) при 25 °С. Определите максимальный объем (н. у., в литрах) газа, который можно растворить в 200 г воды.

9. Коэффициент растворимости дихромата калия равен 12,5 г (на 100 г H_2O) при 20 °С и 73 г (на 100 г H_2O) при 80 °С. В 150 г воды приготовили насыщенный раствор соли при 80 °С, затем его охладили до 20 °С. Определите массу (в граммах) выпавшего осадка соли.

10. Коэффициент растворимости сульфата меди(II) при 20 °С равен 20,5 г (на 100 г H_2O). Рассчитайте массу (в граммах) кристаллогидрата $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, использованного для приготовления насыщенного раствора, если последний содержит 450 г воды. Вычислите также массу добавленной воды как растворителя.

Массовая доля растворенного вещества

11. Рассчитайте массовую долю (в %) растворенного вещества В по следующим данным:

а) масса В 27,24 г, масса воды 450 г;
б) масса В 53,5 г, объем воды 480 мл;
в) В = $MgSO_4$, количество вещества 0,27 моль, масса раствора 1048 г;
г) масса В 5,24 г, объем раствора 100 мл, плотность раствора 1047 г/л.

12. Рассчитайте массу (в граммах) кристаллогидрата $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$ и объем (мл) добавленной воды, необходимые для приготовления 250 мл 4%-ного раствора соли (плотность раствора 1,04 г/мл).

13. Гидроортофосфат кальция образует 0,02%-ный насыщенный раствор при 25 °С. Определите минимальный объем (в литрах) воды, растворяющий 100 г соли.

14. Определите объем (в литрах) воды, необходимый для полного растворения 300 л (н. у.) аммиака с образованием 5%-ного раствора.

15. Найдите массовую долю (в %) растворенного вещества, если 1 объем воды поглотил 350 объемов (н. у.) хлороводорода.

16. Коэффициент растворимости перманганата калия равен 25 г (на 100 г H_2O) при 65 °С. Рассчитайте массовую долю (в %) насыщенного раствора этой соли.

17. Рассчитайте массовые доли (в %) веществ А и В, содержащихся одновременно в 175 г раствора, по следующим данным:

Вариант	а	б	в	г
Вещество А	$BaBr_2$	$CrCl_3$	K_2CrO_4	$NaNO_3$
Содержание А в растворе	14,3 г	0,025 моль	23,6 г	0,06 моль
Вещество В	CaI_2	H_2SO_4	KOH	$ZnCl_2$
Содержание В в растворе	0,03 моль	27,7 г	0,17 моль	16,8 г

18. Растворяют 13,24 г медного купороса в 250 мл этанола (плотность 0,789 г/мл). Рассчитайте массовые доли (в %) сульфата меди(II) и воды в этом растворе.

Молярная концентрация растворенного вещества

19. Рассчитайте молярную концентрацию (моль/л) растворенного вещества В по следующим данным:

а) количество вещества 0,34 моль, объем раствора 6,8 л;
б) количество вещества 0,38 моль, масса раствора 854 г, плотность раствора 1062 г/л;
в) В = NH_4Cl, масса вещества 10,2 г, объем раствора 850 мл.

20. Рассчитайте массу (в граммах) кристаллогидрата $Na_2SO_3 \cdot 7H_2O$, взятую для приготовления 500 мл 0,04М раствора.

21. Определите массы (в граммах) кристаллогидрата $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ и добавленной воды, взятые для приготовления 200 г 0,57М раствора соли (плотность раствора равна 1079 г/л).

22. Требуется приготовить по 500 мл: а) 1%-ного раствора $MnSO_4$ (плотность раствора 1,1 г/мл), б) 0,05M раствора $MnSO_4$. Определите необходимые для этого массы (в граммах) кристаллогидрата $MnSO_4 \cdot 5H_2O$.

23. В 2 л воды растворили 4,48 л H_2S (н. у.). Рассчитайте молярную концентрацию (моль/л) вещества в приготовленном растворе. Объем раствора принять равным объему воды.

24. Рассчитайте молярную концентрацию (моль/л) сероводорода в растворе объемом 2,34 л, приготовленном растворением 3,87 л (н. у.) газа.

25. При 15 °C и нормальном давлении в 1 объеме воды растворяется 2,95 объема сероводорода. Рассчитайте молярность раствора и массовую долю (в %) растворенного вещества в нем. Предварительно найдите значение V_M при 15 °C. Объем раствора принять равным объему воды.

26. Рассчитайте молярную концентрацию (моль/л) сульфата алюминия в 2%-ном растворе плотностью 1,02 г/мл.

27. Рассчитайте массовую долю (в %) бромида калия в 1,3M растворе плотностью 1,11 г/мл.

28. Рассчитайте молярную концентрацию (моль/л) воды в чистой воде при 25 °C. Используйте значения ее плотности 997,044 г/л и молярной массы 18,02 г/моль.

29. Рассчитайте молярные концентрации (моль/л) веществ А и В, содержащихся одновременно в 225 мл раствора, по следующим данным:

Вариант	а	б	в	г
Вещество А	$NiCl_2$	$Mg(NO_3)_2$	H_2SO_4	Na_2CO_3
Содержание А в растворе	0,034 моль	8,7 г	0,024 моль	20,1 г
Вещество В	Na_2SO_4	NH_4Cl	$K_2Cr_2O_7$	NaOH
Содержание В в растворе	18,9 г	0,032 моль	16,3 г	0,016 моль

Разбавление и концентрирование растворов. Смешение растворов разного состава

30. К 86,2 г 95%-ного раствора некоторого вещества В добавили 322 г воды. Рассчитайте конечную массовую долю (в %) растворенного вещества.

31. К 550 мл 45,3%-ного раствора (плотность 1,28 г/мл) азотной кислоты добавили 870 г воды. Рассчитайте массовую долю HNO_3 (в %) в разбавленном растворе.

32. Рассчитайте объем (мл) 96%-ной серной кислоты (плотность 1,835 г/мл), взятой для приготовления (путем разбавления водой) 500 мл 10%-ного раствора (плотность 1,065 г/мл).

33. Рассчитайте объем (мл) 10%-ного раствора иодида калия (плотность 1,076 г/мл), приготовленного добавлением воды к 250 мл 18%-ного раствора (плотность 1,147 г/мл).

34. Рассчитайте объем (мл) 16%-ного раствора хлорида бария (плотность 1,156 г/мл), который после добавления 250 мл воды стал 4%-ным.

35. Определите объем (мл) воды, который необходим для приготовления 6%-ного раствора сульфита натрия из 100 мл 16%-ного раствора (плотность 1,155 г/мл).

36. Рассчитайте, во сколько раз (по объему) надо разбавить водой 14%-ный раствор хлорида алюминия (плотность 1,129 г/мл), чтобы приготовить 2%-ный раствор (плотность 1,016 г/мл).

37. Определите объем (мл) концентрированного раствора (массовая доля w''_B, плотность $\rho''_{(p)}$) указанного вещества, который необходимо разбавить водой для приготовления разбавленного раствора (молярная концентрация вещества c'_B, объем раствора $V'_{(p)}$):

Вещество	w''_B, %	$\rho''_{(p)}$, г/мл	c'_B, моль/л	$V'_{(p)}$, л
а) H_2SO_4	92	1,824	0,5	1
б) NaOH	41	1,44	0,1	0,5

38. Рассчитайте объем (мл) 12,2М азотной кислоты, из которого можно приготовить (путем разбавления водой) 0,2 л 10%-ного раствора плотностью 1055 г/л.

39. Рассчитайте объем (в литрах) 6М раствора гидроксида натрия, который можно приготовить (путем разбавления водой) из 3,5 л 43%-ного раствора (плотность 1460 г/л).

40. Рассчитайте, во сколько раз следует разбавить водой 60%-ную уксусную кислоту (плотность 1064 г/л) для приготовления 1М раствора.

41. Определите, какой объем (в литрах) воды выпарили из 3,5 л 30%-ной серной кислоты (плотность 1218 г/л), если приготовлена 60%-ная кислота.

42. Упарили 2 л 12%-ного раствора хромата калия (плотность 1100 г/л) до объема 1 л. Рассчитайте молярную концентрацию (моль/л) соли в конечном растворе.

43. Определите, до какого объема (в литрах) необходимо упарить 2,5 л 6%-ного раствора (плотность 1045 г/л) нитрата кальция, чтобы приготовить 1,2М раствор.

44. К 375 г 6%-ного раствора вещества В добавляют то же вещество до образования 14%-ного раствора. Рассчитайте массу (в граммах) добавленного вещества.

45. Смешивают 45 г 38%-ного раствора и 320 г 5%-ного раствора некоторого вещества. Рассчитайте массовую долю (в %) конечного раствора.

46. Смешали 2 л 45%-ной и 1,5 л 10%-ной азотной кислоты (плотность растворов 1280 и 1055 г/л соответственно). Рассчитайте массовую долю (в %) вещества в смеси.

47. Из 250 г 10%-ного раствора серной кислоты путем смешения с 500 г концентрированного раствора приготовили 25%-ный раствор. Рассчитайте массовую долю (в %) концентрированного раствора.

48. Рассчитайте массы (в граммах) 10%-ного ($m'_{(p)}$) и 35%-ного ($m''_{(p)}$) растворов нитрата калия, необходимые для приготовления (путем смешения) 1 кг 20%-ного раствора.

49. Рассчитайте объемы (в литрах) 60%-ной и 11%-ной серной кислоты (плотность растворов 1,50 и 1,07 г/мл соответственно), которые надо смешать для приготовления 2 л 25%-ного раствора кислоты (плотность 1,18 г/мл).

50. Смешали 0,3 л 1М раствора и 0,1 л 3М раствора азотной кислоты. Определите молярность конечного раствора.

51. Смешали 0,1 л 0,85М, 0,2 л 1,75М и 0,3 л 2,64М растворов гидроксида натрия. Вычислите молярность конечного раствора.

РАЗДЕЛ 8

Степень диссоциации слабых электролитов

1. Смешаны 0,2 л 0,02М хлороводородной кислоты и 0,6 л 0,03М бромоводородной кислоты. Рассчитайте молярную концентрацию (моль/л) катионов водорода в конечном растворе (HCl и HBr — сильные кислоты).

2. Рассчитайте молярную концентрацию (моль/л) катионов водорода в растворе объемом 2,5 л, содержащем 0,05 моль HNO_3 и 0,25 моль H_2SO_4 (обе кислоты сильные).

3. Рассчитайте молярную концентрацию (моль/л) гидроксид-ионов в растворе объемом 5 л, содержащем 0,25 моль KOH и 0,05 моль $Ba(OH)_2$ (оба основания сильные).

4. Рассчитайте массы (в граммах) катионов и анионов, если:

а) взято 0,5 л 0,01М раствора гидросульфата натрия;

б) в воде растворили 11,7 г хлорида кальция;

в) взято 168 г 7,4%-ного раствора нитрата калия.

5. Рассчитайте степень электролитической диссоциации (в %) слабых кислот в 0,1М растворах со следующей равновесной концентрацией (моль/л) катионов водорода:

а) CH_3COOH, $1{,}3 \cdot 10^{-3}$; в) H_2CO_3, $2{,}1 \cdot 10^{-4}$;

б) HClO, $5{,}4 \cdot 10^{-5}$; г) H_2S, $1 \cdot 10^{-4}$.

6. Рассчитайте степень электролитической диссоциации (в %) слабого основания — гидрата аммиака $NH_3 \cdot H_2O$ в 0,01М растворе, если $[OH^-] = 4{,}2 \cdot 10^{-4}$ моль/л.

7. Рассчитайте молярную концентрацию (моль/л) катионов водорода в 0,12М уксусной кислоте, если степень диссоциации равна 1,36%.

8. Рассчитайте молярную концентрацию (моль/л) гидроксид-ионов в 0,075М растворе гидрата аммиака, если степень диссоциации равна 1,53%.

9. Рассчитайте молярную концентрацию (моль/л) цианид-ионов в 0,074М растворе циановодорода HCN, если степень диссоциации равна 0,008%.

10. Рассчитайте молярную концентрацию (моль/л) катионов аммония в 0,004М растворе гидрата аммиака, если степень диссоциации равна 6,6%.

11. Масса катионов водорода в 0,5 л 0,1М раствора слабой кислоты НА равна 0,001 г. Рассчитайте степень диссоциации (в %) кислоты.

12. Степень диссоциации уксусной кислоты в 0,1М растворе равна 1,3%. Рассчитайте массу (в граммах) катионов водорода, содержащихся в 0,25 л этого раствора.

13. В 0,5 л 0,01М раствора слабой кислоты НА содержится $2{,}4 \cdot 10^{20}$ ионов A^-. Вычислите степень диссоциации кислоты.

14. В 1,5 л 0,01М раствора слабой кислоты НА содержится $9{,}33 \cdot 10^{21}$ частиц (молекул НА, ионов H^+ и A^-). Рассчитайте степень диссоциации кислоты.

Водородный показатель (pH). Реакции нейтрализации

15. Определите водородный показатель для растворов указанных сильных кислот:

Вариант	а	б	в	г
Кислота	H_2SO_4	HNO_3	HBr	HCl
c_B, моль/л	0,0024	0,0082	0,035	0,06

16. Определите водородный показатель для растворов указанных сильных оснований:

Вариант	а	б	в	г
Основание	$Ba(OH)_2$	LiOH	KOH	NaOH
c_B, моль/л	0,0015	0,007	0,025	0,04

17. В 2,5 л воды растворяют 0,001 моль гидроксида натрия. Каким станет значение pH раствора?

18. Рассчитайте водородный показатель в 0,65 л хлороводородной кислоты, содержащей 0,365 г HCl.

19. Разбавленная азотная кислота имеет pH 3,8. Определите массу (в граммах) растворенного вещества в 10 л этого раствора.

20. Найдите водородный показатель раствора, в 0,5 л которого содержится 0,51 мг анионов OH^-.

21. Рассчитайте значение pH в 0,38%-ном растворе гидроксида натрия (плотность раствора 1002 г/л).

22. Рассчитайте значение pH раствора объемом 2,5 л, если в нем содержатся одновременно:

а) 0,0082 моль HNO_3 и 0,0015 моль H_2SO_4;

б) 0,0032 моль KOH и 0,0083 моль $Ba(OH)_2$.

23. Рассчитайте водородный показатель в 0,1М растворах слабых кислот с известной степенью диссоциации:

а) HClO; 0,054%;
б) HCN; 0,0081%;
в) H_2CO_3; 0,21%;
г) H_2S; 0,1%.

24. Вычислите значение pH в 0,05М растворе гидрата аммиака $NH_3 \cdot H_2O$, если степень диссоциации равна 1,9%.

25. Рассчитайте степень диссоциации кислоты НА в 0,01М растворе с pH 3,38.

26. Рассчитайте молярную концентрацию кислоты НА в растворе с pH 2,43, если в процессе диссоциации участвует 5% молекул НА.

27. Рассчитайте степень автодиссоциации (в %) воды с pH 7. Используйте решение задачи 28 (раздел 7).

28. Имеются растворы: 0,012M HNO_3 и 0,024M $Ca(OH)_2$, оба вещества — сильные электролиты. Определите, в каком объемном отношении следует смешать эти растворы, чтобы конечный раствор имел pH 7.

29. Определите, в каком объемном отношении следует смешать растворы, в равных объемах которых содержится соответственно 18,09 г $HClO_4$ и 21,6 г KOH, чтобы нейтрализация была полной (pH 7).

30. Рассчитайте водородный показатель конечного раствора, приготовленного смешением 200 мл 0,1M раствора реагента *I* и 100 мл 0,2M раствора реагента *II* с последующим разбавлением водой до объема 10 л:

а) *I* — H_2SO_4, *II* — KOH;

б) *I* — HCl, *II* — $Ba(OH)_2$.

31. Смешали 100 мл 0,5%-ной бромоводородной кислоты и 100 мл 0,5%-ного раствора гидроксида калия. Рассчитайте водородный показатель конечного раствора. Плотность исходных растворов равна 1 г/мл.

32. К 200 мл 0,2M азотной кислоты добавили 15 мл 10%-ного раствора гидроксида натрия (плотность 1,11 г/мл). Найдите водородный показатель конечного раствора.

РАЗДЕЛЫ 11—12

Водород. Вода

1. Найдите плотность по воздуху для газов: а) протий ($A_r = 1$); б) дейтерий ($A_r = 2$); в) тритий ($A_r = 3$).

2. Плотность по воздуху для смеси водорода и кислорода равна 0,69. Рассчитайте массовую долю (в %) кислорода в смеси.

3. Определите плотность по водороду смеси водорода, азота и аргона с объемными долями 0,2; 0,45 и 0,35 соответственно.

4. Рассчитайте плотность гремучего газа $H_2 + O_2 + N_2$ (объемные доли 30, 14 и 56% соответственно):

а) по водороду; б) по кислороду; в) по воздуху.

5. Одинаковый ли (да, нет) объем водорода (в литрах, н. у.) выделится при обработке 20 г цинка избытком хлороводородной и разбавленной серной кислот? Ответ подтвердите расчетом.

6. Одинаковый ли (да, нет) объем водорода (в литрах, н. у.) вытеснится избытком железа: а) из 10 г HCl; б) из 10 г H_2SO_4 в разбавленном растворе? Ответ подтвердите расчетом.

7. Получено 0,5 л газа (н. у.) в реакции цинка с избытком 10%-ной серной кислоты. Рассчитайте израсходованные массы (в граммах): а) металла; б) раствора кислоты.

8. Какой объем 2M хлороводородной кислоты затрачен на вытеснение магнием 5,6 л газа (н. у.)?

9. Определите количество теплоты (кДж), отвечающее переходу:

а) 200 мл жидкой воды в лед;

б) 1 кг льда в жидкую воду;

в) 1 л жидкой воды в пар (плотность жидкой воды при 100 °C равна 958,35 г/л).

10. Найдите массовые доли (в %) ионов: а) H_3O^+; б) OH^- в воде.

11. Рассчитайте массовую долю (в %): а) протия в легкой воде; б) дейтерия в тяжелой воде; в) трития в сверхтяжелой воде.

12. В природной воде атомная доля дейтерия равна 0,015% (остальное — протий). Рассчитайте:

а) каково массовое отношение тяжелой и легкой воды в природной воде;

б) сколько молекул и какое количество (моль) тяжелой воды содержится в 1 кг природной воды.

13. На Земле имеется всего 2 кг трития. Определите: а) какое количество вещества T_2 (моль) и число атомов соответствуют этой массе, б) какую массу сверхтяжелой воды можно получить из 1 г трития.

14. Навеску цинка обработали 11 мл 6,15M хлороводородной кислоты. Какой объем газа (н. у., в литрах) выделился при этом? Рассчитайте также массу навески (в граммах).

15. После обработки эквимолярной смеси магния и цинка избытком гидроксида натрия в концентрированном растворе образовалось 4,48 л газа (при н. у.). Рассчитайте массу (в граммах) исходной смеси.

16. Какой объем водорода (в литрах, н. у.) потребуется для восстановления 200 кг минерала *куприт* Cu_2O (степень чистоты 0,52)? Примеси считать инертными.

17. Определите массовую долю (в %) основного вещества в техническом гидриде кальция, если при взаимодействии его образца массой 1,82 г с водой получили 1,67 л водорода (при н. у.).

18. Рассчитайте, какое количество (моль) оксида меди(II) можно восстановить водородом, выделившимся при взаимодействии 1,76 г гидрида кальция с 2 кг воды. Рассчитайте также массовую долю (в %) растворенного вещества в конечном растворе.

19. Проведен электролиз 10 т воды в присутствии электролита Na_2SO_4. Каков суммарный объем (м^3, н. у.) продуктов, собранных на катоде и аноде?

20. Рассчитайте объем водорода (в литрах, н. у.), который можно получить из 200 мл воды: а) электролизом, б) действием натрия.

21. Проводится восстановление водяного пара на раскаленном коксе. В состоянии равновесия концентрации угарного газа и водорода равны по 0,5 моль/л. Вычислите константу равновесия, если начальная концентрация водяного пара была 0,75 моль/л.

22. Навеска гидрида бария массой 0,55 г внесена в 18 л воды. Определите объем (в литрах, н. у.) выделившегося газа и значение pH конечного раствора.

23. Проводится восстановление водяного пара угарным газом. Начальные концентрации реагентов были 8 и 5 моль/л соответственно, константа равновесия равна 10. Найдите равновесную концентрацию водорода (моль/л).

24. В 100 мл воды вносят сначала 1 г оксида натрия, затем 1 г триоксида серы. Рассчитайте значение pH конечного раствора.

25. Избыток водорода, полученного при разложении гидрида натрия водой, пропустили над раскаленным минералом *тенорит* CuO массой 40 г, при этом собрали 6,07 мл воды. Рассчитайте степень чистоты (в %) минерала. Примеси с водородом не реагируют.

26. Вычислите значение стандартной энтальпии образования (кДж/моль) оксида германия(IV), если в процессе его восстановления

$$GeO_2 + 2H_2 = Ge + 2H_2O\ (пар)$$

при участии в реакции 367,5 г оксида поглощается 336 кДж теплоты.

27. При взаимодействии атомарного водорода с перманганатом калия израсходовано 0,175 л 0,05М подкисленного раствора $KMnO_4$. Определите массу (в граммах) порции цинка, которая была внесена в исходный раствор для получения H^0.

28. Рассчитайте, какая масса (в граммах) гидрида кальция образуется при взаимодействии простых веществ, если одно из них получено электролизом раствора нитрата кальция (масса раствора после электролиза уменьшилась на 27 г) и полностью истрачено на синтез гидрида.

29. На восстановление водяного пара затрачено 12 т раскаленного кокса. Рассчитайте:

а) суммарную массу (в тоннах) продуктов;

б) суммарный объем (м^3, н. у.) продуктов.

30. Перспективный источник водорода — жидкость состава $Al[BH_4]_3$, которая при обработке водой образует, помимо водорода, гидроксиды алюминия и бора. Рассчитайте объем (м^3, н. у.) водорода, который можно получить из 1 кг указанной жидкости.

Галогены. Хлор

31. Вычислите относительную атомную массу природного хлора, содержащего 75,77% атомов изотопа ^{35}Cl (A_r = 34,9689), остальное — изотоп ^{37}Cl (A_r = 36,9658).

32. Какова массовая доля (в %) хлора в растворе, если 2,3 объема (н. у.) газа поглощены 1 объемом воды?

33. Хлор объемом 6,72 л (н. у.) пропускают на холоду через 400 мл 2М раствора гидроксида натрия. Определите количество образовавшейся кислородсодержащей соли (моль) и назовите ее.

34. Рассчитайте объем (в литрах, н. у.) хлора, вступившего в реакцию с гидроксидом калия в горячем растворе, если образовалось 0,46 моль хлорид-ионов.

35. Определите массы (в граммах) щелочи и хлора, затраченные на получение 168 г бертоллетовой соли.

36. Установите объем (в литрах) соляной кислоты, который можно приготовить при полном растворении в воде всего хлороводорода, полученного из 350 л (н. у.) хлора с практическим выходом 30%. Растворимость хлороводорода равна 420 л на 1 л раствора.

37. Какой объем хлора ($м^3$, н. у.) необходим для приготовления 20 л 36,5%-ной соляной кислоты с плотностью 1,18 г/мл?

38. Рассчитайте массу (в граммах) хлорида калия, необходимую для получения 12 л газа (н. у.) из этой соли и концентрированной серной кислоты при слабом нагревании.

39. Определите, какой объем (в литрах, н. у.) хлороводорода можно получить из 1 кг хлорида натрия при обработке докипящей концентрированной серной кислотой, если практический выход равен 76%.

40. Приготовлено 3 л 20%-ной хлороводородной кислоты с плотностью 1,1 г/мл. Найдите объем растворенного газа (в литрах, н. у.).

41. Установите, какая масса (в граммах) и какой объем (в литрах, н. у.) газа использованы для приготовления 250 мл 12,5М соляной кислоты.

42. В 1 объеме воды растворили 350 объемов хлороводорода (при н. у.). Рассчитайте:

а) массовую долю (в %) растворенного вещества;

б) молярность полученного раствора.

Объем раствора принять равным объему воды.

43. Определите, какой объем (мл) 2%-ной хлороводородной кислоты с плотностью 1 г/мл пойдет на нейтрализацию 100 мл 1М раствора гидроксида бария.

44. Хлороводород растворен в 1 л воды. Определите:

а) молярность полученного раствора,

б) объем растворенного газа (в литрах, н. у.),

если на нейтрализацию 10 мл приготовленного раствора израсходовано 20 мл 0,1М раствора гидроксида калия.

45. После полной нейтрализации 365 г хлороводородной кислоты избытком едкого натра получено 117 г поваренной соли. Определите массовую долю (в %) хлороводорода в исходной кислоте.

46. Найдите значение pH в исходном растворе хлороводорода, если после добавления избытка нитрата серебра(I) к 2,2 л этого раствора выпал осадок массой 0,0752 г.

47. На 4 г оксида магния действуют избытком галогеноводорода. Образуется 9,4 г соли. О каком галогеноводороде идет речь?

48. Рассчитайте объем (в литрах, н. у.) выделившегося газа в реакции между перманганатом калия и соляной кислотой, если прореагировало 0,18 моль окислителя, а практический выход газа составил 78%.

49. К раствору, содержащему 0,22 г хлорида кальция, добавили раствор, в котором находится 2 г нитрата серебра(I). Рассчитайте массу осадка (в граммах).

50. Нитрат серебра(I), взятый в виде 2%-ного раствора, реагирует с избытком хлорида калия. Выпадает 28,7 г осадка. Определите массу (кг) взятого раствора соли серебра.

51. Имеется по 20 г 5%-ных растворов $LiCl$, $NaCl$ и KCl. К каждому из них добавлено по 100 г 5%-ного раствора $AgNO_3$. Укажите, из раствора какого хлорида выпадет осадок с наибольшей массой (в граммах). Ответ подтвердите расчетом.

52. Проводят электролиз расплава смеси $NaCl$ и NaF. Рассчитайте объем (в литрах, н. у.) газа, выделившегося на аноде, если для его получения израсходовано 400 г соответствую-

щего реагента (исходная смесь содержала избыток обоих реагентов).

53. Первый оксид хлора имеет плотность по водороду 43,5, второй — массовую долю хлора 52,59%, третий — степень окисления хлора, равную VI, четвертый — медленно реагирует с водой, давая хлорную кислоту. О каких оксидах идет речь?

54. Соль отвечает массовому составу: 25,41% натрия, 39,23% хлора, остальное — кислород. Выведите химическую формулу соли и назовите ее.

55. Вычислите массовую долю (в %) гипохлорита кальция в растворе массой 5,34 г, если при добавлении избытка соляной кислоты образуется 0,3 л (н. у.) газа.

56. Смешаны 61,25 г хлората калия и избыток соляной кислоты. Определите объем (в литрах, н. у.) газа, полученного с практическим выходом 65%.

57. Рассчитайте мольную долю (в %) бертоллетовой соли в смеси с калийной селитрой, если при действии избытка соляной кислоты на 2,885 г смеси выделилось 336 мл газа (при н. у.).

58. Определите массу (в граммах) технического хлората калия (содержит 10% инертных примесей), взятую для получения 14,56 л (н. у.) кислорода.

59. На катализаторе прокалили навески: а) 100 г хлората натрия, б) 100 г хлората калия. Одинаковое ли (да, нет) количество кислорода (моль) получено в обоих опытах? Ответ подтвердите расчетом.

60. Установите истинную формулу фтороводорода, если плотность по воздуху для его пара (при температуре кипения) равна 2,758.

61. Какой объем фтороводорода (в литрах, н. у.) затрачен на приготовление 2 л 45%-ной кислоты с плотностью 1,142 г/мл? Укажите техническое название кислоты.

62. Хлорид кальция, взятый в виде раствора массой 350 г, реагирует с избытком фторида калия. Выпадает 24,7 г осадка. Определите массовую долю (в %) соли кальция в исходном растворе.

63. Найдите значение pH в 0,1M фтороводородной кислоте, если степень диссоциации равна 8%.

64. Плотность жидкого брома составляет 3,102 г/мл. Установите массу (в граммах) и количество вещества (моль) в склянке объемом 0,2 л.

65. Два одинаковых баллона заполнили соответственно газообразным бромом и бромоводородом при p, T = const. Какой баллон окажется тяжелее и во сколько раз?

66. Галогеноводород имеет массовую долю водорода 1,234%. Выведите химическую формулу галогеноводорода.

67. В 2 л воды растворилось 160 л бромоводорода (при н. у.). Найдите массовую долю (в %) растворенного вещества.

68. Раствор (см. задачу 67) разбавили водой до 100 л, затем внесли 7,04 моль гидроксида натрия. Установите значение pH в конечном растворе.

69. Заполнили колбу бромоводородом (при н. у.), затем водой. Найдите массовую долю растворенного вещества (в %). К 20 мл раствора добавили избыток нитрата серебра(I). Какова масса выпавшего осадка (в граммах)?

70. Определите массу бромной воды (в граммах), расходуемой на реакцию с 15,2 г сульфата железа(II) в сернокислотной среде, если в 100 г воды растворяется 3,58 г брома.

71. Массовая доля брома в растворе равна 3,05%. Через 100 г этого раствора пропущено 2 л диоксида серы (при н. у.). Остался ли (да, нет) раствор окрашенным? Какой объем диоксида серы прореагировал?

72. Через 200 мл 15%-ного раствора бромида натрия (плотность раствора 1,12 г/мл) пропускают 4 л хлора (при н. у.). Определите массу (в граммах) вытесненного галогена и молярность исходного раствора.

73. Рассчитайте количество брома (моль), образовавшегося по реакции между бромидом натрия и броматом натрия в среде серной кислоты, если израсходовано 0,2 л 0,475M раствора восстановителя.

74. Смешали 10 мл 0,1M галогенводородной кислоты и раствор, содержащий избыток нитрата серебра(I). На фильтре

собрали 0,188 г осадка. Какой галогеноводород был в исходной кислоте?

75. Плотность твердого иода равна 4,93 г/см^3. Рассчитайте число молекул в кристалле иода размером $1{,}91 \times 0{,}2 \times 1{,}25$ см.

76. Рассчитайте объем воды (в литрах), затраченный на приготовление 12%-ной кислоты из 33,6 л иодоводорода (при н. у.).

77. При некоторой температуре в гомогенной реакции разложения иодоводорода равновесная концентрация его составила 0,96 *моль/л*. Вычислите константу равновесия, если степень разложения равна 20%.

78. Для полного осаждения серебра из 150 г 4%-ного раствора $AgNO_3$ потребовалось 24 мл иодоводородной кислоты. Найдите молярность раствора HI.

79. В 750 мл воды внесли 1670 г I_2O_5. Протекает реакция образования иодноватой кислоты. Определите объем непрореагировавшей воды (т. е. объем конечного раствора).

80. По данным задачи 79 рассчитайте молярность конечного раствора.

81. Проведена реакция между иодидом калия и избытком дихромата калия в сернокислотной среде. Выделилось 1,9 г осадка. Определите количество (моль) и число электронов, перенесенное в реакции от восстановителя к окислителю.

82. Рассчитайте массовую долю (в %) иодида калия в растворе объемом 15,43 мл и плотностью 1076 г/л, если для перевода иодид-иона в иодат-ион потребовалось 0,672 л хлора (при н. у.).

83. Установите массу осадка (в граммах), образовавшегося по реакции между иодидом лития и хлорной водой, если израсходовано 2 л 0,1М раствора восстановителя. Почему при действии избытка хлорной воды осадок переходит в раствор?

84. Смешивают по 75 мл 10М растворов HI и HIO_3. Определите массу осадка (в граммах).

85. В *натронной селитре* $NaNO_3$ содержится 0,18% примесного иодата натрия. Какая масса иода (кг) может быть выделена при переработке 1 т селитры?

86. Рассчитайте, во сколько раз пар иода тяжелее пара брома при одинаковой температуре.

87. Смешали 200 мл 0,02М бромоводородной и 600 мл 0,03М иодоводородной кислот, объем смеси довели водой до 4,75 л. Какое значение pH имеет конечный раствор?

88. В закрытых сосудах одинакового объема проводят получение HCl, HBr и HI взаимодействием простых веществ. Определите, с одинаковой ли (да, нет) скоростью протекают реакции, если через одинаковый промежуток времени образуются 18,25 г HCl, 40,5 г HBr и 64 г HI. Ответ подтвердите расчетом.

89. В земной коре содержится всего 30 г астата. Какое количество вещества At_2 (моль) и число атомов изотопа ^{210}At соответствуют этой массе?

90. Найдите объем (в литрах, н. у.) астатоводорода, который можно было бы получить из 10 г астата.

РАЗДЕЛЫ 13—15

Кислород. Сера

1. Рассчитайте относительную атомную массу природного кислорода, содержащего 99,762% (ат.) изотопа ^{16}O ($A_r = 15{,}9949$) и 0,038% (ат.) изотопа ^{17}O ($A_r = 16{,}9991$), остальное — изотоп ^{18}O ($A_r = 17{,}9992$).

2. Баллон (вместимость 25 л) наполнен кислородом под давлением 150 атм при температуре 20 °С. Определите количество вещества (моль) в баллоне.

3. Вычислите: а) плотность по воздуху и б) по водороду для озона; в) массу (в граммах) смеси 1 л озона и 3 л кислорода.

4. Относительная плотность (по кислороду) смеси O_2 и O_3 на выходе из озонатора равна 1,05. Рассчитайте объемную и массовую доли O_3 в смеси (в %) и объем (в литрах, н. у.) кислорода, затраченного на получение 100 л смеси.

5. После пропускания 7,7 л кислорода (p, T = const) через озонатор объем газа уменьшился на 0,4 л. Определите объем (в литрах) образовавшегося озона и его объемную долю в смеси (в %).

6. Пропустили 25 л (н. у.) озонированного кислорода через раствор иодида натрия. Выделилось 6,35 г осадка. Рассчитайте объемную долю озона (в %) в исходной смеси.

7. Рассчитайте объем озона (в литрах, н. у.), необходимого для выделения 119,38 г иода из раствора иодида калия. Изменится ли (да, нет) объем затраченного газа, если вместо озона использовать хлор? Ответ подтвердите расчетом.

8. Определите тепловой эффект (кДж) реакции $3H_2 + O_2 = 3H_2O_{(ж)}$ по данным:

$$2O_3 = 3O_2 + 286 \text{ кДж}, \quad 2H_2 + O_2 = 2H_2O_{(ж)} + 572 \text{ кДж}$$

9. Определите, какой объем (мл) 30%-ного раствора пероксида водорода (плотность раствора 1112,2 г/л) можно приготовить, исходя из 0,75 кг пероксида бария и избытка холодной разбавленной серной кислоты.

10. При внесении катализатора в 0,25 л раствора пероксида водорода выделилось 2,49 л (н. у.) газа. Рассчитайте молярность исходного раствора (плотность 1010 г/л) и массовую долю (в %) пероксида водорода в нем.

11. Определите объем (в литрах, н. у.) газа, который выделится при каталитическом разложении пероксида водорода, содержащегося в 0,4 кг 3%-ного раствора.

12. Для обесцвечивания 20 мл 0,02М подкисленного раствора перманганата калия израсходован равный объем раствора пероксида водорода. Определите молярность исходного раствора восстановителя и объем (мл, н. у.) выделившегося газа.

13. Рассчитайте объем газа (в литрах, н. у.), собранный при проведении реакции между перманганатом калия и пероксидом водорода в среде серной кислоты, если израсходовано 100 мл 0,45М раствора окислителя.

14. Какое количество (моль) пероксида водорода вступает в реакцию с 19 г оксида свинца(IV) в азотнокислой среде? Найдите также объем выделившегося газа (в литрах, н. у.).

15. При взаимодействии пероксида водорода (100 мл раствора, плотность 1054 г/л) с иодид-ионами в кислотной среде получено 119,38 г осадка. Установите массовую долю H_2O_2 в исходном растворе (в %).

16. Черный сульфид свинца(II) массой 95,6 г обрабатывают пероксидом водорода (300 мл 30%-ного раствора, плотность 1122,2 г/л). Цвет осадка меняется на белый. Рассчитайте массу (в граммах) вещества в осадке после реакции.

17. Рассчитайте массовую долю (в %) пероксида водорода, если 25,12 мл его раствора (плотность 1015 г/л) израсходовано на реакцию в нейтральной среде с перманганатом калия, содержащимся в 100 мл 0,225М раствора.

18. Проводят очистку серы методом перекристаллизации из сероуглерода (коэффициент растворимости: при 0 °С 22 г и при 40 °С 100 г/100 г растворителя). Вычислите массу очищенной серы (в граммах), если использовано 100 мл растворителя (плотность 1263,2 г/л).

19. При взаимодействии 32 г пара серы S_n с хлором образуется жидкий S_2Cl_2. Определите число n, если плотность пара серы по азоту равна 9,143. Найдите также количество (моль) вступившей в реакцию серы и объем (мл) полученного продукта (плотность 1,69 г/мл).

20. Реагируют 17,6 г меди и 17,6 г серы. Установите массу (в граммах) продукта — сульфида меди(II).

21. Определите объем (в литрах, н. у.) кислорода, израсходованного на полное превращение 0,75 моль сульфида меди(II) в сульфат меди(II).

22. Рассчитайте молярную концентрацию (моль/л) сероводорода в растворе объемом 2,34 л, полученном растворением 3,87 л (н. у.) газа в воде.

23. Вычислите значение pH в 0,1М растворе сероводорода, если степень диссоциации (по первой ступени) равна 0,1%.

24. Проведен полный гидролиз 78 г сульфида алюминия, смесь прокипятили. Определите массу выпавшего осадка (в граммах) и объем выделившегося газа (в литрах, н. у.). Укажите pH жидкой фазы, оставшейся после опыта.

25. Рассчитайте значение pH в 0,1M растворе сульфида натрия, если степень гидролиза соли равна 58%.

26. Найдите молярную концентрацию (моль/л) сульфид-ионов в 0,1M растворе сульфида калия, если степень гидролиза соли равна 58%.

27. Установите объем (в литрах, н. у.) сероводорода, полученного из 0,5 кг технического сульфида железа(II) со степенью чистоты 92% (по массе). Примеси считать инертными.

28. Через раствор, содержащий 25 г гидроксида натрия, пропущен избыток сероводорода. Определите количество образовавшейся соли (моль).

29. Рассчитайте массу (в граммах) осадка, полученного при взаимодействии в растворе избытка перманганата калия с 4,48 л сероводорода (при н. у.).

30. Рассчитайте объемную долю (в %) сероводорода в техническом газе, если 5 л (н. у.) этого газа затрачено на реакцию с 0,048 моль дихромата калия в кислотной среде. Другие компоненты газа в реакцию не вступают.

31. Через раствор нитрата свинца(II), содержащий 3,7 г соли, пропустили избыток сероводорода. Определите массу (в граммах) осадка, если практический выход равен 93,6%.

32. Избыток сероводорода пропущен через 0,45 л 5,5M раствора гидрата аммиака. Определите массу полученной соли (в граммах).

33. Приготовлен раствор сульфата меди(II) из некоторой массы пентагидрата. Через раствор пропустили избыток сероводорода. Выпало 10 г осадка. Какова масса (в граммах) взятого кристаллогидрата?

34. При н. у. 1 л серосодержащего газа имеет массу 2,86 г, а 1 л азота — 1,25 г. Установите, о каком газе идет речь. Проведите два разных расчета.

35. При обжиге 80 т технического пирита получен газ, который прореагировал с избытком сероводорода и дал 96 т простого вещества. Определите степень чистоты (в %) пирита.

36. К раствору Na_2SO_3 объемом 250 мл добавили 1,82M серную кислоту (в избытке) и собрали 2,56 л газа (н. у.). Рассчитайте молярность исходного раствора соли натрия и объем (мл) затраченной на реакцию кислоты.

37. Раствор, содержащий 8,4 г гидроксида калия, полностью поглотил 3,36 л (н. у.) диоксида серы. Определите массу (в граммах) образовавшейся соли.

38. Через 250 мл 0,3M раствора гидроксида калия пропущен избыток диоксида серы. Рассчитайте количество образовавшейся соли (моль) и объем (в литрах, н. у.) поглощенного газа.

39. Продукт полного сгорания 8,96 л (н. у.) сероводорода в кислороде пропускают через раствор гидроксида натрия (массовая доля NaOH 10%, масса раствора 130 г). Определите количество образовавшейся соли (моль).

40. Диоксид серы объемом 145,6 л (н. у.) полностью реагирует с гидроксидом калия, содержащимся в 800 мл 40%-ного раствора (плотность 1,4 г/мл). Определите массы (в граммах) образовавшихся солей.

41. Определите массу (в граммах) твердого продукта реакции между 9,8 л сероводорода и 17,5 л диоксида серы (н. у.).

42. Проводят реакцию между 0,005 моль диоксида серы и 0,015 моль иода в воде. Рассчитайте pH в конечном растворе объемом 10 л.

43. Определите, при какой температуре — 298 К или 1000 К — следует проводить реакцию

$$SO_{3(г)} + H_2O_{(г)} = H_2SO_{4(г)}$$

44. Определите, к какому объему (мл) воды надо добавить порцию триоксида серы, содержащую $6{,}02 \cdot 10^{23}$ молекул, чтобы получить 10%-ный раствор кислоты.

45. Рассчитайте массовую долю (в %) серной кислоты в растворе, который получен из 1 л 17%-ного раствора (плотность 1120 г/л) и 200 г триоксида серы.

46. Рассчитайте массу (в тоннах) пирита, необходимую для получения 100 т безводной серной кислоты, если потери серы в процессе равны 15%.

47. Определите массу (в тоннах) 96%-ной серной кислоты, которую можно получить из 1 т руды, содержащей 84% пирита (остальное — инертные примеси).

48. Серная кислота массой 49 г полностью прореагировала с 20 г гидроксида натрия. Какая соль образовалась? Ответ подтвердите расчетом.

49. Составьте уравнения реакций между гидроксидом кальция и серной кислотой с получением: а) средней, б) кислой и в) осно́вной соли. В каком случае затраченная масса (в граммах) гидроксида будет большей, если прореагировало одинаковое количество кислоты? Ответ подтвердите расчетом для 0,5 моль кислоты.

50. Найдите значение pH раствора, приготовленного смешиванием 200 мл 0,1М раствора гидроксида лития и 100 мл 0,2М раствора серной кислоты с последующим разбавлением до объема 10 л.

51. Определите суммарную массу (в граммах) осадков в реакции между сульфатом цинка(II) и сульфидом бария, если взято по 200 мл 0,2М растворов обоих реагентов.

52. Рассчитайте массу (в граммах) продукта реакции

$$3SO_{3(т)} + Al_2O_{3(т)} = Al_2(SO_4)_{3(т)} + 401 \text{ кДж}$$

соответствующую выделению 100 кДж теплоты.

53. Смесь диоксида серы и кислорода объемом 4 л (н. у.) пропущена над катализатором. Весь диоксид серы прореагировал, и образовалось 0,315 г продукта. Установите объемный состав исходной смеси (в %).

54. Рассчитайте массу (в граммах) гептагидрата сульфита натрия, взятую для приготовления 500 мл 0,02М раствора.

55. Вычислите значение pH в 0,41%-ной серной кислоте (плотность 1001 г/л).

56. Разбавленная серная кислота объемом 200 мл полностью нейтрализуется гидроксидом калия (248 мл 1М раствора). Рассчитайте молярность кислоты и массу (в граммах) растворенного вещества в 1 л ее раствора.

57. Смесь серы с кремнием (общая масса 5,06 г) обработали избытком концентрированной серной кислоты, газообразный продукт поглотили сероводородной водой. Выпало 1,44 г осадка. Найдите массовую долю (в %) кремния в исходной смеси.

58. Провели полный гидролиз вещества $S_xCl_yO_z$. Из раствора осадили смесь сульфата бария и хлорида серебра(I) с общей массой 26 г (мольное отношение веществ в осадке 1 : 2). Выведите химическую формулу реагента и рассчитайте взятую для гидролиза его массу (в граммах).

59. Кристаллогидрат $Na_2SO_4 \cdot nH_2O$ содержит 44,1% (масс.) безводной соли. Определите число n.

60. В соединениях $M_2ЭO_4$ и $M_2Э_2O_7$ массовая доля кислорода равна 36,78% и 44,09% соответственно. О каких соединениях идет речь?

61. Рассчитайте массовое отношение сульфата магния и сульфата алюминия в их растворах (плотность растворов 1,10 г/мл) с одинаковой молярной концентрацией сульфат-ионов. Найдите также массовые доли (в %) веществ в этих растворах, если содержание сульфат-ионов равно 1 моль/л.

62. Смесь 90,48 г сульфата калия с избытком безводной серной кислоты нагрели до 50 °С. Определите количество продукта реакции (моль).

63. Разбавленный раствор кислой соли серной кислоты и металла IA-группы (масса соли 20,4 г) обрабатывают цинком до прекращения выделения газа (1,68 л при н. у.). О каком металле идет речь?

64. Олеум плотностью 2 г/мл содержит 60% (масс.) растворенного триоксида серы. Рассчитайте массу безводной серной кислоты (кг), которую можно приготовить из 1 л олеума при осторожном добавлении воды.

Азот. Фосфор

65. Прокаливание некоторой соли с относительной молекулярной массой 64 дает 12,32 л азота (при н. у.) и 19,8 мл воды. Установите химическую формулу соли.

66. При смешении насыщенных при 60 °С растворов хлорида аммония и нитрита натрия образуется азот. Растворимость хлорида и нитрита отвечает при 60 °С соответственно 35,6%-ному и 52,9%-ному растворам. Определите массы (в граммах) этих растворов, необходимые для получения 4,25 л (н. у.) азота, если практический выход газа равен 85%.

67. Смешивают 51,04 г $Ca(NO_2)_2 \cdot 4H_2O$ и 51,04 г соли, для которой массовые доли азота, водорода и серы равны соответственно 21,21%, 6,07% и 24,24% (остальное — кислород). Смесь нагревают до 150 °С, водяной пар конденсируют, газ со-

бирают, сухой остаток взвешивают. Определите массу (в граммах) сухого остатка и воды, а также объем (в литрах, н. у.) газа.

68. Металл IIA-группы массой 60 г реагирует с избытком азота. Полученный продукт полностью разлагается горячей водой с выделением газа, который при каталитическом окислении кислородом дает 11,2 л (н. у.) другого газа с практическим выходом 50%. Установите химический символ металла.

69. После проведения реакции

$$Mg_3N_2 + NH_4Cl \longrightarrow NH_3 + MgCl_2$$

собрано 32 л (н. у.) аммиака. Определите массы (в граммах) веществ, вступивших в реакцию.

70. Избыток сероводорода пропущен через 0,9 л 4М раствора аммиака. Определите массу (в граммах) образовавшейся соли.

71. К 0,12 л 19,8%-ного раствора аммиака (плотность раствора 930 г/л) добавили 0,33 л 25%-ной азотной кислоты (плотность 1150 г/л). Рассчитайте массу (в граммах) полученной соли.

72. Требуется получить 17 $м^3$ аммиака. Установите, какие объемы (при н. у.) простых веществ необходимы для синтеза, если практический выход составит 34%.

73. Для синтеза аммиака в промышленности используют два газа, начальные концентрации которых были по 4 моль/л. Рассчитайте константу равновесия, если в этом состоянии концентрация аммиака равна 2 моль/л.

74. Найдите pH в растворах гидрата аммиака по данным:

Вариант	а	б
Молярность раствора	0,25	1
Степень диссоциации	2,7%	0,4%

75. Вычислите степень диссоциации (в %) гидрата аммиака в 0,1М растворе, имеющем pH 11,12.

76. Колбу заполнили аммиаком (при н. у.), затем водой. Рассчитайте массовую долю (в %) гидрата аммиака в конечном растворе.

77. Массовая доля аммиака в водном растворе равна 25%, плотность раствора 906 г/л. Рассчитайте:

а) молярность раствора;

б) объем (мл) раствора,

который необходим для реакции гидрата аммиака с перманганатом калия, взятым в виде 300 мл 1М раствора.

78. Установите, при какой температуре — 298 К или 900 К — хлорид аммония будет устойчив к разложению.

79. Пропускают 0,1 моль аммиака в 1,5 л 0,1М серной кислоты. Определите молярную концентрацию (моль/л) всех частиц (кроме молекул воды) в конечном растворе (без учета гидролиза).

80. Рассчитайте молярную концентрацию (моль/л) катиона аммония:

а) в 0,1М растворе сульфата аммония (степень гидролиза 0,0054%);

б) в 0,1М растворе гидрата аммиака (степень диссоциации 1,32%).

Найдите также значения pH в этих растворах.

81. При сгорании аммиака в избытке кислорода образуются азот и водяной пар. Рассчитайте суммарный объем (в литрах, н. у.) продуктов, если в реакцию вступило 12,35 л аммиака.

82. Смесь газов $N_2O + NO + NO_2$ объемом 82,4 мл (при н. у.) пропустили через воду. Не поглотилось водой 50,4 мл смеси. Добавили 16 мл O_2, после окончания реакции объем смеси стал 56,1 мл. Рассчитайте объемную долю (в %) каждого газа в исходной смеси.

83. Газообразный оксид азота неизвестного состава пропущен над раскаленной медью. Получены азот (11,2 л при н. у.) и оксид меди(I). Выведите формулу оксида азота.

84. Окисляют 8,96 л (н. у.) аммиака кислородом на катализаторе. Источник кислорода — бертоллетова соль. Установите, какая масса (в граммах) этой соли потребуется для реакции.

85. Рассчитайте молярную концентрацию (моль/л) азотистой кислоты и значение pH в 0,1М растворе нитрита калия (степень гидролиза 0,0014%).

86. Определите, какой объем (мл) 0,1М раствора нитрита калия требуется для выделения всего иода из 20 мл 12%-ного раствора иодида калия в кислотной среде (плотность раствора 1093 г/л).

87. Рассчитайте массу (в граммах) выпавшего осадка после протекания реакции между иодидом калия, содержащимся в 500 мл 2М раствора, и избытком нитрита калия в присутствии серной кислоты.

88. Рассчитайте молярную концентрацию (моль/л) нитрита калия в исходном растворе объемом 75 мл, если на проведение реакции между ним и дихроматом калия в среде серной кислоты израсходовано 90 мл 0,1М раствора окислителя.

89. Вычислите, какую массу (кг) азотной кислоты можно получить из 10 кг калийной селитры KNO_3 при взаимодействии с избытком концентрированной серной кислоты.

90. Рассчитайте объем (в литрах, н. у.) монооксида азота, выделившегося при обработке 0,075 моль меди избытком разбавленной азотной кислоты.

91. Золото «растворили» в царской водке и собрали 16,8 л газа (при н. у.). Рассчитайте массу (в граммах) металла, вступившего в реакцию.

92. Смешали 300 мл 10М и 200 мл 1М растворов азотной кислоты. Определите молярность конечного раствора.

93. Найдите массовую долю (в %) серной и азотной кислот в одном растворе, если из 200 г этого раствора при действии избытка хлорида бария отфильтровано 46,6 г осадка, а на нейтрализацию фильтрата затрачено 50 мл 30%-ного раствора едкого натра (плотность раствора 1,33 г/мл).

94. Рассчитайте массовые доли (в %) элементов в нитрате аммония.

95. Выведите простейшую формулу соли по данным:

Элемент	...	N	O	S	H
$w_э$, %	...	21,21	48,48	24,24	6,07

96. Рассчитайте суммарный объем газов (в литрах, н. у.), полученных в реакции термического разложения нитрата свинца(II), если образовалось 202,4 г твердого продукта.

97. Проведено термическое разложение по 0,1 моль нитратов: а) калия, б) хрома(III), в) ртути(II). В каком опыте объем (в литрах, н. у.) полученного кислорода будет больше? Ответ подтвердите расчетом.

98. Рассчитайте объем газа (в литрах, н. у.), собранного после прокаливания (на катализаторе) смеси 1 моль $KClO_3$ и 1 моль KNO_3.

99. Выпарили 200 мл раствора нитрата калия, сухой остаток прокалили до постоянной массы. Выделилось 0,448 л (н. у.) газа. Найдите молярность исходного раствора.

100. Определите, какой объем аммиака (в литрах, н. у.) потребуется для синтеза 200 г аммиачной селитры.

101. Определите объем (в литрах, н. у.) газа, затраченного на реакцию

$$HNO_3 + NH_3 = NH_4NO_3 + 146 \text{ кДж}$$

если выделилось 200 кДж теплоты.

102. Рассчитайте объем (в литрах, н. у.) газа, выделившегося в реакции разложения

$$NH_4NO_3 = N_2O + 2H_2O_{(ж)} + 124 \text{ кДж}$$

если экзотермический эффект составил 200 кДж.

103. Технический цианамид кальция $CaCN_2$ (азотное удобрение) содержит 20,45% (по массе) азота. Рассчитайте степень чистоты (в %) этого продукта и количество карбоната кальция и аммиака (кмоль) — продуктов обработки 1 т технического цианамида водяным паром.

104. Определите количество теплоты (кДж), отвечающее переходам:

а) 110 г красного фосфора в белый фосфор;

б) 74 г красного фосфора в пар.

105. Переработана 1 т технического ортофосфата кальция (степень чистоты 81%) на получение белого фосфора P_4. Рас-

считайте объем (дм^3) полученного твердого фосфора плотностью 1,82 г/см^3.

106. Окисление газообразного фосфора P_x избытком кислорода привело к получению 2,5 моль оксида фосфора(V). Установите формулу фосфора, количество этого вещества (моль) и его массу (в граммах), вступившие в реакцию, если плотность пара фосфора по кислороду равна 3,88.

107. Красный фосфор массой 9,3 г при слабом нагревании в атмосфере хлора образует смесь PCl_3 и PCl_5 с общей массой 48,35 г. Установите, в каком массовом отношении образовались продукты.

108. Ортофосфорная кислота массой 3,92 г полностью прореагировала с едким кали, взятым в виде 56 г 10%-ного раствора. Конечный раствор выпарили. Укажите количество каждой образовавшейся соли (моль) в сухом остатке.

109. Смешивают 50 г 19,6%-ного раствора ортофосфорной кислоты с 400 г 8,7%-ного раствора гидроортофосфата калия. Рассчитайте массовые доли (в %) солей в конечном растворе.

110. Сжигают 1,56 г фосфора на воздухе, продукт вносят в 3,7 л 0,1%-ного раствора гидроксида кальция (плотность раствора 1 г/мл). Установите формулу образовавшейся соли.

111. Сжигают 7,5 г фосфора на воздухе, продукт вносят в 214 мл 23,7%-ного раствора гидроксида натрия (плотность раствора 1260 г/л). Установите формулу образовавшейся соли и рассчитайте ее массовую долю (в %) в конечном растворе.

112. Вносят 28,4 г P_2O_5 в воду и доводят объем раствора до 1 л (плотность 1020 г/л). Определите молярную концентрацию (моль/л) и массовую долю (в %) растворенного вещества. В конечный раствор добавляют 252,4 г $Ba(OH)_2 \cdot 8H_2O$. Рассчитайте массу (в граммах) выпавшего осадка средней соли.

113. Рассчитайте объем (в литрах) 60%-ного раствора H_3PO_4 (плотность раствора 1426 г/л), который можно получить из 600 кг ортофосфата кальция, обработав последний избытком горячей концентрированной серной кислоты.

114. Ортофосфат кальция массой 62 г обработали кипящей 60%-ной серной кислотой. Определите массы (в граммах) продуктов.

115. К 125 г 4,9%-ной ортофосфорной кислоты добавили 7,1 г оксида фосфора(V). Вычислите массовую долю (в %) вещества в конечном растворе.

116. При взаимодействии нитрата серебра(I) с избытком ортофосфата натрия в растворе образуется 5,98 г осадка. Рассчитайте количество серебра(I) (моль), массу (в граммах) и число ионов Ag^+ в начальном растворе.

117. Смешали 0,3 л 10%-ного раствора (плотность 1085 г/л) нитрата кальция и 0,3 л 10%-ного раствора (плотность 1108 г/л) ортофосфата натрия. Определите массу (в граммах) осадка.

118. Вычислите массовые доли (в %) оксидов, «содержащихся» в кристаллогидрате $Ca(H_2PO_4)_2 \cdot nH_2O$ с массовой долей кристаллизационной воды 7,143%.

119. Растворяют 100 г дигидроортофосфата калия в 150 мл горячей воды, прозрачный раствор охлаждают до 20 °C (при этой температуре коэффициент растворимости соли равен 22,6 г/100 г H_2O). Выпавший осадок соли отфильтровывают и сушат, его масса составила 59,8 г. Была ли (да, нет) соль чистой (или содержала растворимые примеси)? Если ответ отрицательный, рассчитайте теоретический выход (в граммах) при растворении чистой соли массой 100 г.

120. Определите молярность раствора ортофосфата калия, имеющего значение pH 12,57. Степень гидролиза соли равна 37,22%.

121. Проведен полный гидролиз пентахлорида фосфора массой 2,085 г. Рассчитайте, какой объем (мл) 1М раствора щелочи NaOH потребуется на полную нейтрализацию продуктов гидролиза.

122. Установите, во сколько раз молярная концентрация (моль/л) катионов водорода меньше в 0,1М растворе ортофосфорной кислоты (степень диссоциации по первой ступени 23,53%) по сравнению с 0,1М раствором азотной кислоты. Рассчитайте также значения pH в этих растворах.

123. Насыщенный раствор (масса 100 г) дигидроортофосфата аммония (коэффициент растворимости 35,3 г/100 г H_2O) полностью поглощает сухой газ, полученный нагреванием 5,35 г хлорида аммония в присутствии едкого натра. Определите массовый состав (в %) конечного раствора. Учтите, что средняя соль аммония и ортофосфорной кислоты не существует.

Углерод. Кремний

124. Рассчитайте, во сколько раз в земной коре атомов кислорода больше, чем атомов кремния, если массовые доли кислорода и кремния равны 49,5% и 25,8% соответственно.

125. Проведен полный гидролиз 3,5 г ацетиленида натрия Na_2C_2, раствор разбавлен водой до 2 л. Рассчитайте pH конечного раствора и объем (в литрах, н. у.) выделившегося газа.

126. Навеска карбида Al_4C_3 массой 5,29 г обработана избытком воды, собрано 1,55 л (н. у.) газа. Определите практический выход газа (в %) и массовые доли (в %) элементов в нем.

127. К раствору Na_2CO_3 добавили (по каплям) 1,82М хлороводородную кислоту до прекращения выделения CO_2. Получено 5,12 л (н. у.) газа. Рассчитайте объем (мл) добавленной кислоты.

128. Для полного перевода в раствор 10 г карбоната кальция израсходовано 33,1 мл хлороводородной кислоты (плотность 1,1 г/мл). Определите массовую долю (в %) HCl в исходном растворе и объем (в литрах, н. у.) выделившегося газа.

129. При взаимодействии с соляной кислотой:

а) карбоната калия

б) гидрокарбоната натрия

в) дигидроксида-карбоната свинца(II)

образуется хлорид соответствующего металла, диоксид углерода и вода. Рассчитайте количество хлорида (моль) и объем (в литрах, н. у.) газа, если в реакцию вступило 24,82 г хлороводорода.

130. Рассчитайте, какой объем углекислого газа (в литрах, н. у.) необходим для перевода в раствор навески карбоната кальция массой 17,3 г.

131. Диоксид углерода объемом 5,6 л (н. у.) поглощен 20%-ным раствором гидроксида натрия массой 165 г. Определите количества (моль) всех веществ в конечном растворе и их массовые доли (в %).

132. Рассчитайте объем (в литрах, н. у.) газа, собранного после окончания реакции в кислотной среде между 2,14 моль перманганата калия и щавелевой кислотой, если практический выход равен 88%.

133. Проведен полный гидролиз 100 мл жидкого $SiCl_4$ (плотность 1,483 г/мл). После удаления осадка раствор разбавлен до 1000 л. Определите pH конечного раствора.

134. Определите количество затраченной теплоты (кДж) на реакцию

$$MgCO_3 = MgO + CO_2$$

если выделилось 50 л (н. у.) газа.

135. Провели сжигание 4,8 г графита в реакторе, содержащем 5,6 л (н. у.) кислорода. Полученную смесь газов пропустили через 100 мл 1М раствора едкого кали. Установите объемные доли (в %) газов в смеси.

136. Спекают 112 г оксида кальция с 90 г графита. Определите массы (в граммах) веществ в твердом остатке после выделения монооксида углерода.

137. Рассчитайте массовую долю (в %) карбоната натрия в насыщенном растворе, если растворимость кристаллогидрата $Na_2CO_3 \cdot nH_2O$ (массовая доля воды 62,94%) равна 104,69 г/100 г H_2O.

138. Хрустальное стекло имеет массовый состав: 9,6% Na_2O и 34,6% PbO (остальное — SiO_2). Установите соста́вную формулу этого стекла.

139. Рассчитайте значение pH в 0,01М растворе карбоната калия, если степень гидролиза соли равна 14,6%.

140. Через известковую воду пропустили 0,5 л (н. у.) смеси моно- и диоксида углерода. Выпал осадок массой 1,225 г. Установите объемный состав (в %) газовой смеси.

141. Рассчитайте количество аморфного кремния, прореагировавшего с гидроксидом натрия в концентрированном растворе, если выделилось 5,6 л газа (при н. у.).

142. Найдите плотность по водороду газовой смеси (с учетом водяного пара), образовавшейся при прокаливании карбоната аммония.

143. Вычислите объемные доли (в %) моно- и диоксида углерода в 1,68 л (н. у.) их смеси, которой соответствует $8{,}73 \cdot 10^{23}$ электронов в их молекулах.

144. Смешано 17 г аммиака, 500 мл воды и 22,4 л (н. у.) углекислого газа. Рассчитайте массовую долю (в %) вещества в конечном растворе.

145. Определите карбонатную жесткость природной воды (т. е. молярную концентрацию гидрокарбонат-ионов, в ммоль/л), если в пробе объемом 200 мл карбонатная жесткость полностью удаляется с помощью 20 мл 0,1М хлороводородной кислоты.

146. При прокаливании песка с коксом образуется бинарное соединение с массовым составом 70% Si и 30% C. Установите химическую формулу соединения и приведите его традиционное название.

РАЗДЕЛЫ 16—18
Общие свойства металлов

1. Рассчитайте атомное соотношение металлов в:

а) *латуни* (массовая доля меди 80%, остальное — цинк);
б) *бронзе* (массовая доля меди 89,6%, остальное — олово).

2. Найдите, какое число атомов кислорода и водорода содержится в 4,38 г кристаллогидрата $CuSO_4 \cdot 5H_2O$.

3. При прокаливании 12,1 г кристаллогидрата $Cu(NO_3)_2 \times$ $\times\, nH_2O$ получено 4 г сухого остатка. Определите число n.

4. Растворяют 13,24 г $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ в 250 мл этанола плотностью 0,789 г/мл. Рассчитайте массовые доли (в %) $CuSO_4$ и H_2O в растворе.

5. В стакан с 490 г 10%-ной серной кислоты опустили цинковую пластинку. Через некоторое время масса пластинки изменилась на 13 г. Определите объем (в литрах, н. у.) выделившегося газа.

6. Смесь алюминия и меди массой 9 г обработали хлороводородной кислотой. После окончания реакции собрали 5,6 л (н. у.) газа. Определите массовую долю (в %) меди в смеси.

7. При обработке 40 г смеси алюминия и меди раствором гидроксида натрия получено 7,6 л (н. у.) газа. Найдите массовую долю (в %) меди в смеси.

8. Смесь серебра и алюминия общей массой 2,12 г обработали раствором гидроксида калия. После окончания реакции твердый остаток отфильтровали, промыли водой и обработали разбавленной азотной кислотой. Полученный раствор выпарили и сухой остаток прокалили. После прокаливания масса остатка составила 0,84 г. Определите массовую долю (в %) алюминия в исходной смеси.

9. Навеска смеси цинка и железа содержит 30% (по массе) железа. Смесь обработали избытком хлороводородной кислоты и собрали 13,44 л (н. у.) газа. Определите массу (в граммах) навески.

10. Смесь меди и олова обработали концентрированной азотной кислотой, при этом собрали 35,84 л (н. у.) газа и (после высушивания) 15,1 г оксида олова(IV). Рассчитайте массу (в граммах) исходной смеси.

11. При взаимодействии 24,125 г *латуни* (сплав меди с цинком) с концентрированной азотной кислотой получено 16,8 л (н. у.) газа. Определите массовую долю (в %) цинка в латуни.

12. Определите изменение массы (в граммах) цинковой пластинки после окончания реакции с нитратом свинца(II) в его 3%-ном растворе объемом 200 мл и плотностью 1040 г/л.

13. Железная пластинка опущена в раствор сульфата меди(II). Через некоторое время масса пластинки изменилась на

2,14 г. Рассчитайте массу (в граммах) и количество вещества (моль), выделившегося на пластинке.

14. В раствор нитрата серебра(I) массой 150 г опущена цинковая пластинка массой 18 г. По окончании реакции пластинку обмывают, сушат и взвешивают. Масса ее становится 20 г. Рассчитайте массовую долю (в %) $AgNO_3$ в исходном растворе.

15. Медная пластинка массой 101,87 г опущена в раствор $AgNO_3$. Через некоторое время масса пластинки стала 118,61 г. Определите количество меди (моль), перешедшее в раствор.

16. В раствор, содержащий по 0,01 моль нитратов серебра(I) и свинца(II), погружена железная пластина массой 6 г. Определите массу пластины после окончания реакции.

17. Имеются два стакана с одинаковым раствором хлорида металла в степени окисления +II. В первый стакан опустили железную пластину, во второй — кадмиевую. Через некоторое время масса первой пластины увеличилась на 1 г, масса второй уменьшилась на 6 г. О хлориде какого металла идет речь?

18. При взаимодействии сурика $(Pb^{II}_2Pb^{IV})O_4$ с избытком азотной кислоты образуется твердый оксид свинца(IV) в количестве 0,025 моль, а катионы свинца(II) переходят в раствор. Рассчитайте количество свинца(II) (моль) в растворе и массу (в граммах) осадка.

19. Смешали 200 г 1%-ного раствора хлорида марганца(II) и 200 г 1%-ного раствора гидроксида натрия. Осадок отфильтровали. Найдите массу (в граммах) осадка. Процесс проводился в атмосфере аргона.

20. Проведена реакция между $ZnCl_2$, содержащимся в 300 мл 0,1М раствора, и Na_3PO_4 (в растворе объемом 200 мл). Образовался осадок ортофосфата цинка(II). Найдите молярность второго раствора.

21. Определите количество цинка (моль), полностью вступившего в реакцию с гидроксидом натрия в растворе, если образования осадка не наблюдалось, но выделилось 2,81 л (н. у.) газа.

22. К 150 мл 0,1М раствора нитрата серебра(I) добавлен избыток ортофосфата калия. Определите массу (в граммах) осадка.

23. Определите количество пероксида водорода (моль), вступившее в реакцию с 19 г оксида свинца(IV) в азотнокислой среде. Рассчитайте также объем (в литрах, н. у.) выделившегося газа.

24. Дихромат аммония массой 50,4 г полностью разлагается при нагревании. Рассчитайте полученную массу (в граммах) оксида и суммарный объем (в литрах, н. у.) выделившихся газов (азот и водяной пар).

25. Образец ювелирного серебра (его сплав с медью) массой 0,5081 г обработали концентрированной азотной кислотой до полного перехода сплава в раствор, а затем добавили избыток хлорида калия. Масса выпавшего осадка 0,5907 г. Определите пробу сплава, т. е. массовую долю серебра, умноженную на 1000.

26. Определите молярную концентрацию (моль/л) и массовую долю (в %) нитрита калия в растворе, если 75 мл этого раствора плотностью 1002 г/л израсходовано на реакцию с дихроматом калия, взятым в виде 90 мл 0,017М раствора, подкисленного серной кислотой.

27. Определите объем (в литрах, н. у.) газа, полученного электролизом водного раствора сульфата меди(II), приготовленного из 12,5 г медного купороса.

28. Провели получение меди электролизом водного раствора сульфата меди(II) до исчезновения голубой окраски. Масса катода возросла на 0,43 г. Рассчитайте молярную концентрацию (моль/л) катионов водорода в конечном растворе объемом 1 л.

29. Конечный раствор (см. задачу **28**) разбавили водой до объема 10 л. Найдите значение pH раствора после разбавления.

30. Рассчитайте количества продуктов (моль) на катоде и аноде после электролиза раствора, содержавшего 37,6 г нитрата меди(II). Укажите среду конечного раствора.

31. Вычислите значение стандартной энтальпии образования (кДж/моль) оксида марганца(II), если в пирометаллургическом процессе

$$MnO + C(графит) = Mn + CO$$

при участии в реакции 46,22 г MnO поглощается 179 кДж теплоты.

32. Найдите количество теплоты (кДж), отвечающее участию 50 л (н. у.) газа в процессе (предварительно подберите коэффициенты):

$$WO_3 + H_2 \longrightarrow W + H_2O_{(ж)}$$

33. Получение меди пирометаллургическим способом из минерала *халькопирит* описывается схемой:

$$(FeCu)S_2 \xrightarrow[-Fe_2SiO_4,\ SO_2]{O_2,\ SiO_2,\ t} Cu$$

Рассчитайте массу (в тоннах) меди, полученной из 108 т минерала со степенью чистоты 50%.

34. При совместном прокаливании в инертной атмосфере минералов *куприт* Cu_2O и *халькозин* Cu_2S образуются медь и диоксид серы. Рассчитайте массу (в тоннах) меди, полученной в этом процессе из 1 т халькозина (степень чистоты 65%).

35. Рассчитайте, какие массы цинка (кг) и безводной серной кислоты (в тоннах) можно получить из 1,79 т цинковой руды, содержащей 56% (по массе) минерала *вюрцит* ZnS. Примеси считать инертными.

36. Синтетический аналог минерала *малахит* $Cu_2CO_3(OH)_2$ образуется при взаимодействии сульфата меди(II), содержащегося в 250 мл 10%-ного раствора, с карбонатом натрия, взятым в виде 10%-ного раствора (плотность 1108 г/л). Какой объем (мл) раствора карбоната израсходован?

Натрий. Калий

37. Рассчитайте массовую долю (в %):

а) оксида калия, «содержащегося» в минерале *шёнит* $K_2Mg(SO_4)_2 \cdot 6H_2O$;

б) воды в кристаллической соде $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$.

38. В 1 л воды «растворили» 46 г натрия. Рассчитайте:

а) объем (в литрах, н. у.) выделившегося газа;

б) молярность конечного раствора с плотностью 1078 г/л.

39. При взаимодействии щелочного металла массой 35 г с избытком воды вытеснено 56 л водорода (при н. у.). О каком металле идет речь?

40. Литий массой 3,5 г полностью прореагировал с водой. Определите массовую долю (в %) вещества в конечном растворе, если начальная масса воды была 120 г.

41. Навеску 0,36 г оксида лития внесли в 3 л воды. Определите значение pH полученного раствора.

42. Определите, в каком массовом отношении следует смешать гидроксид натрия и воду, чтобы в растворе на 5 ионов OH^- приходилось 100 молекул H_2O. Найдите также массовую долю (в %) вещества в растворе.

43. Проведен полный гидролиз 0,017 моль нитрида калия, раствор разбавлен водой до 25 л. Каково значение pH конечного раствора?

44. Амид калия KNH_2 массой 11 г внесен в 16 л воды. Рассчитайте минимальное значение pH в конечном растворе.

45. Навески: а) лития, б) гидрида лития (масса каждой навески 30 г) обработали избытком хлороводородной кислоты. Выделившийся газ собрали. В каком из опытов объем газа (в литрах, н. у.) больше? Ответ подтвердите расчетом.

46. При взаимодействии 31,39 г амальгамы натрия (массовая доля ртути в ней равна 94,58%) с 1 л воды образуются раствор, газ и жидкий «осадок» простого вещества. Рассчитайте массовую долю (в %) и молярную концентрацию (моль/л) вещества в растворе, значение pH раствора, объем (в литрах, н. у.) газа и объем ($см^3$) жидкого «осадка» (плотностью 13,55 $г/см^3$).

47. Рассчитайте значение стандартной энтальпии образования (кДж/моль) бромида натрия, если в процессе

$$2Na + Br_{2(ж)} = 2NaBr$$

получено 41,2 г продукта при выделении 144,4 кДж теплоты.

48. При обработке водой 85 г амальгамы Na_xHg_y собрано 2,24 л (н. у.) газа. Установите химическую формулу амальгамы.

49. Калий образует с кислородом четыре соединения, в которых массовая доля неметалла равна 17,02, 29,09, 45,07 и 55,17%. Установите химические формулы соединений и назовите их.

50. Приготовлена смесь оксида и пероксида натрия с атомным соотношением Na : O = 8 : 7. Найдите массовые доли (в %) компонентов смеси.

51. При сжигании натрия на воздухе образовалась смесь пероксида и оксида в мольном отношении 8 : 1. Смесь обработали горячей разбавленной серной кислотой и собрали 11,2 л (н. у.) газа. Установите массу (в граммах) натрия, взятого для сжигания.

52. К раствору, содержащему 1,75 моль серной кислоты, добавлено 4,25 моль гидроксида лития. Затем раствор выпарен досуха. Определите массу (в граммах) сухого ос- татка.

53. Выведите молекулярную формулу кристаллогидрата иодида лития, если его молярная масса равна 188 г/моль. Рассчитайте массу (в граммах) осадка, выпавшего из 300 мл 5М раствора фторида аммония после добавления 1 моль кристаллогидрата иодида лития.

54. Определите значение pH раствора, приготовленного смешиванием 0,05 л 0,001М хлороводородной кислоты и 0,05 л 0,002М раствора гидроксида калия с последующим разбавлением до объема 10 л.

55. К 25 мл 20%-ной азотной кислоты плотностью 1,115 г/мл добавляют по каплям 20%-ный раствор гидроксида калия до pH 7. Раствор охлаждают до 0 °C. Выпадет ли (да, нет) осадок продукта, если коэффициент растворимости для него при данной температуре равен 13,1 г/100 г H_2O? Ответ подтвердите расчетом.

56. Смешали 20 мл 0,3М раствора гидроксида калия и 20 мл 0,15М азотной кислоты. Объем раствора довели водой до 5 л. Рассчитайте значение pH конечного раствора.

57. Найдите значение pH раствора, приготовленного смешиванием 0,05 л 0,001М бромоводородной кислоты и 0,05 л 0,002М раствора гидроксида рубидия.

58. Фильтрат (см. задачу **19**) выпарили досуха. Найдите массу (в граммах) сухого остатка.

59. Проведен электролиз расплава 1600 кг гидроксида натрия. Рассчитайте количество продукта на аноде (моль).

60. Проведен электролиз 1 $м^3$ 20%-ного раствора хлорида натрия (плотность раствора 1147,8 г/л). Определите количества всех продуктов (кмоль), если производственные потери составляют 24%.

61. Провели электролиз 200 мл 20%-ного раствора гидроксида калия (плотность раствора 1,22 г/мл). На катоде выделилось 22,4 л (н. у.) газа. Рассчитайте массовую долю (в %) гидроксида калия в конечном растворе.

62. Какой объем кислорода (при н. у.) можно получить по реакции 1,56 кг пероксида натрия с углекислым газом?

63. Для производства кальцинированной соды аммиачным способом берут 58,5 т хлорида натрия. Рассчитайте массу (в тоннах) продукта, если практический выход равен 80%. Приведите уравнение процесса.

Кальций

64. Обычный гипс содержит 20,9% (по массе) воды, жженый гипс — только 6,2%. Установите химический состав кристаллогидратов.

65. Рассчитайте массовую долю (в %) P_2O_5, «содержащегося» в апатите состава

$$2{,}87Ca_3(PO_4)_2 \cdot 0{,}13Sr_3(PO_4)_2 \cdot 0{,}7CaF_2 \cdot 0{,}3Ca(OH)_2$$

66. Минерал *изумруд* $xBeO \cdot yAl_2O_3 \cdot zSiO_2$ имеет массовые доли элементов: 5,06% Be, 10,05% Al и 31,49% Si (остальное — кислород). Выведите состáвную формулу изумруда.

67. Определите массу (в граммах) магния, участвующего в синтезе

$$N_2 + 3Mg = Mg_3N_2 + 461\ кДж$$

если при этом выделяется 500 кДж теплоты.

68. Рассчитайте длину (см) магниевой ленты, которую можно сжечь в 1 л (н. у.) кислорода, если толщина и ширина ленты 0,2 и 5 мм соответственно, а плотность магния равна 1,74 г/см^3.

69. Установите, будет ли (да, нет) протекать при 20 °C реакция

$$Ca + 2H_2O = Ca(OH)_2\downarrow + H_2\uparrow$$

70. Рассчитайте массовую долю (в %) основного вещества в техническом кальции, если при обработке избытком хлороводородной кислоты образца металла массой 10 г вытеснено 4,48 л газа (при н. у.). Примеси с кислотой не реагируют.

71. Смесь меди и магния массой 10 г обработана разбавленной серной кислотой. В газометре оказалось 3,733 л газа (при н. у.). Рассчитайте массовую долю (в %) меди в смеси.

72. Для перевода в раствор 6 г оксида металла IIA-группы потребовалось 83 мл 20%-ной хлороводородной кислоты (плотностью 1,1 г/мл). О каком металле идет речь?

73. Навеска гидрида бария массой 0,55 г внесена в воду. Определите:

а) объем (в литрах, н. у.) собранного газа;

б) значение pH конечного раствора, объем которого доведен водой до 18 л.

74. К смеси магния и его оксида общей массой 5 г добавили разбавленную серную кислоту. Смесь полностью перешла в раствор, и выделилось 2,4 л (н. у.) газа. Определите массовую долю (в %) оксида в исходной смеси.

75. В один сосуд с водой вносят 5,25 г гидрида кальция, а в другой — 5,25 г гидрида лития и выделяющийся газ собирают. В каком случае объем (в литрах, н. у.) газа больше? Ответ подтвердите расчетом.

76. Гидроортофосфат кальция образует 0,02%-ный насыщенный раствор при 25 °C. Найдите минимальный объем (в литрах) воды, требуемый для растворения 100 г соли.

77. Минерал *карналлит* $KMgCl_3 \cdot 6H_2O$ массой 1,11 кг растворен в 2,89 л воды. Рассчитайте массовые доли (в %) солей в растворе.

78. Установите объем (мл) 0,09M раствора $AgNO_3$, требуемый для осаждения всех хлорид-ионов из раствора 0,8325 г минерала *карналлит* $KMgCl_3 \cdot 6H_2O$.

79. К 500 мл 0,1M раствора хлорида бария прибавили 500 мл 0,1M раствора ортофосфата натрия. Определите массу осадка (в граммах).

80. Определите, какой объем (мл) 0,5M раствора KOH потребуется смешать с 20 мл 1M раствора $Mg(NO_3)_2$ для получения осадка гидроксида магния.

81. К раствору, содержащему 53,9 г хлорида кальция, добавили избыток серной кислоты. Выпал осадок сульфата кальция массой 62,1 г. Рассчитайте практический выход (в %) этого продукта.

82. Для осаждения всего бария из 0,2 л 12%-ного раствора его хлорида (плотность раствора 1111 г/л) потребовалось 0,2 л раствора сульфата алюминия (плотность 1072 г/л). Рассчитайте массовую долю (в %) соли алюминия в исходном растворе.

83. Навеску в 4,93 г кристаллогидрата $MgSO_4 \cdot nH_2O$, содержащего 51,22% (по массе) воды, растворяют в воде и добавляют избыток хлорида бария, при этом выпадает осадок. Определите число n в формуле кристаллогидрата и массу осадка (в граммах).

84. Рассчитайте стандартную энтальпию образования (кДж/моль) исходного вещества реакции (предварительно подобрав коэффициенты)

$$Mg(NO_3)_2 \longrightarrow MgO + NO_2 + O_2 - 510\ кДж$$

Установите также, возможно ли (да, нет) протекание этой реакции при 298 и 800 К.

85. Определите количество теплоты (кДж), отвечающее реакции гашения извести

$$CaO + H_2O_{(ж)} = Ca(OH)_2$$

если взято 100 г CaO.

86. Рассчитайте массу (в тоннах) гашеной извести, которую можно произвести из 7 т известняка со степенью чистоты 77% (остальное — инертные примеси).

87. При разложении 126 г магнезита (природного карбоната магния) образовалось 55 г оксида магния. Определите степень чистоты (в %) магнезита. Примеси разложению не подвергаются.

88. Навеска минерала *доломит* $CaMg(CO_3)_2$ (с примесями) массой 5,47 г обработана хлороводородной кислотой и собрано 1,08 л газа (при н. у.). Рассчитайте степень чистоты (в %) минерала. Примеси с кислотой не реагируют.

89. Какой из минералов — *доломит* $CaMg(CO_3)_2$, *кальцит* $CaCO_3$ или *магнезит* $MgCO_3$ (каждый массой 1 т) — даст при прокаливании больший объем углекислого газа? Рассчитайте этот объем ($м^3$, н. у.). Примеси считать отсутствующими.

90. При электролизе расплава хлорида металла образовалось 0,896 л газа (при н. у.), а также 1,6 г металла. О хлориде какого металла идет речь?

91. Рассчитайте молярную концентрацию (моль/л) ионов Ca^{2+} в жесткой воде объемом 1,75 л, если после добавления избытка соды выпало 0,0525 г осадка, содержащего кальций.

92. Рассчитайте молярную концентрацию (моль/л) катионов магния в жесткой воде (ионы кальция отсутствуют), если при обработке 2,25 л такой воды избытком соды выпало 1,278 г осадка гидроксокарбоната магния.

93. На устранение временной жесткости природной воды объемом 2 л израсходовано 2,12 г карбоната натрия. Установите суммарное содержание (моль/л) ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} в природной воде.

94. Рассчитайте минимальный объем (в литрах) 15%-ного раствора соды (плотность раствора 1158 г/л), необходимый для устранения жесткости в 100 л природной воды с показателем 5 ммоль/л ионов Ca^{2+}.

95. Жесткая вода содержит 50 мг/л гидрокарбоната кальция и 15 мг/л хлорида магния. Какая масса (в граммах) карбоната натрия требуется для умягчения 1 $м^3$ такой воды?

96. Минеральная вода «Нарзан» содержит 0,3894 г/л катионов кальция и 0,0884 г/л катионов магния. Найдите суммарную молярную концентрацию катионов (моль/л).

97. Рассчитайте минимально необходимую массу (в граммах) гидроксида кальция для устранения временной кальциевой жесткости в 1000 л природной воды с содержанием 5,72 ммоль Ca^{2+}/л.

98. Определите жесткость (ммоль Ca^{2+}/л) известковой воды плотностью 1 г/мл, если коэффициент растворимости вещества равен 0,16 г/100 г H_2O.

99. Диоксид углерода поглощают раствором гидроксида кальция. Вначале образуется осадок, который затем исчезает. Определите суммарный объем газа (в литрах, н. у.), потраченный на образование 74 г осадка и перевод его в раствор.

РАЗДЕЛЫ 19—20
Алюминий

1. Рассчитайте количество (моль) и число валентных электронов, содержащиеся в 7,5 $см^3$ алюминия плотностью 2,702 г/$см^3$.

2. Найдите число катионов и анионов в кристалле минерала *криолит* $Na_3[AlF_6]$ объемом 0,0025 $см^3$ и плотностью 2,9 г/$см^3$.

3. Установите истинную формулу бромида алюминия, если плотность его пара по воздуху равна 18,414.

4. Найдите массовую долю (в %) оксида алюминия в минерале *нефелин* $K_{0,22}Na_{0,78}AlSiO_4$, содержащего 15% (по массе) примесей.

5. Смесь алюминия и серебра общей массой 9 г обработана хлороводородной кислотой, собрано 5,6 л газа (при

н. у.). Рассчитайте массовую и мольную доли (в %) серебра в смеси.

6. При обработке 40 г смеси алюминия и меди раствором щелочи выделилось 7,6 л газа (при н. у.). Найдите массовую долю (в %) меди в смеси.

7. При обработке 10 г смеси алюминия и магния раствором гидроксида натрия выделилось 3,36 л (н. у.) газа. Определите массовую долю (в %) магния в исходной смеси и количество щелочи (моль), израсходованное на реакцию.

8. Рассчитайте, какое количество алюминия (моль) потребуется для получения водорода, если последний должен полностью израсходоваться на восстановление оксида меди(II) — продукта термического разложения 6,66 г $Cu_2CO_3(OH)_2$.

9. После обработки 23,7 г смеси алюминия и прокаленного (химически пассивного) оксида алюминия избытком концентрированного раствора гидроксида натрия собрано 16,8 л (н. у.) газа. Определите массовую долю (в %) оксида в исходной смеси.

10. При кипячении в воде смеси алюминия, щелочи и нитрата калия выделяется аммиак объемом 28 л (н. у.). Определите количество (моль) и массу (в граммах) прореагировавшего алюминия.

11. Коэффициент растворимости при 20 °C для сульфата алюминия равен 36,4 г/100 г H_2O, для сульфата калия — 11,1 г/100 г H_2O. Установите, какие массы (в граммах) насыщенных растворов этих веществ надо смешать, чтобы путем выпаривания получить 237 г алюмокалиевых квасцов $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$.

12. Рассчитайте массу (в граммах) кристаллогидрата $Al_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O$, полученного взаимодействием избытка алюминия с разбавленной серной кислотой, последующим отделением непрореагировавшего алюминия и выпариванием раствора, если при этом выделилось 1,92 л газа (н. у.).

13. Рассчитайте значение pH в 0,1M растворе сульфата алюминия, если степень гидролиза равна 0,69%.

14. Продукт полной реакции 21,6 г алюминия с 7,2 г графита обрабатывают соляной кислотой. Установите количества продуктов (моль).

15. Проводят электролиз 510 кг Al_2O_3 в расплаве криолита. Рассчитайте количества (кмоль) продуктов на катоде и аноде.

16. Проводят электролиз смеси NaCl и AlF_3 в расплаве. Рассчитайте массу (в граммах) продукта, выделившегося на катоде, если для его получения израсходовано 500 г соответствующего реагента (исходная смесь содержит избыток обоих реагентов).

17. Навеску сульфида алюминия обрабатывают избытком воды, при этом выделяется 50,4 л газа (при н. у.). Установите массу навески (в граммах).

18. Навеска сульфида алюминия массой 50,05 г полностью прореагировала с водой (взятой в избытке). Рассчитайте массу (в граммах) осадка и объем (в литрах, н. у.) выделившегося газа.

19. К 100 мл 0,15M раствора сульфата алюминия добавлен 0,15M раствор гидроксида бария до полного образования осадка. Определите объем (мл) раствора щелочи, затраченного на реакцию, и суммарную массу осадка (в граммах).

20. Рассчитайте суммарную массу (в граммах) осадков в реакции

$$Al_2(SO_4)_3 + 3Ba(OH)_2 = 3BaSO_4\downarrow + 2Al(OH)_3\downarrow$$

если взято по 100 мл 0,15M растворов обоих реагентов.

21. Рассчитайте массу (в граммах) продукта реакции

$$3C(\text{графит}) + 4Al = Al_4C_3 + 208 \text{ кДж}$$

соответствующую выделению 1000 кДж теплоты.

22. Вычислите значение стандартной энтальпии образования (кДж/моль) оксида молибдена(VI), если в алюминотермическом процессе

$$MoO_3 + 2Al = Al_2O_3 + Mo$$

при участии 118,08 г MoO_3 выделяется 762,6 кДж теплоты.

23. Рассчитайте количество выделяющейся теплоты (кДж) в реакции алюминотермии

$$\underbrace{8Al + 3(Fe^{II}Fe_2^{III})O_4}_{\text{термитная смесь}} = 4Al_2O_3 + 9Fe + 3346 \text{ кДж}$$

приходящееся на 10 кг термитной смеси.

24. Определите массу (кг) ванадия, полученного методом алюминотермии из 27,3 кг оксида ванадия(V).

Металлы Б-групп. Железо

25. Определите молекулярные формулы оксидов марганца с массовой долей кислорода 50,5% и 36,78% соответственно.

26. Взаимодействуют:

а) 10 г железа и 6,5 г серы;

б) 10,5 г железа и 6 г серы.

Получится ли (да, нет) в этих опытах 16,5 г FeS? Если ваш ответ отрицательный, определите массу (в граммах) продукта.

27. Рассчитайте тепловой эффект процесса (кДж) (предварительно подберите коэффициенты)

$$Fe + H_2O \longrightarrow (Fe^{II}Fe_2^{III})O_4 + H_2$$

по данным для частных реакций:

$$2H_2O = 2H_2 + O_2 - 484 \text{ кДж}$$

$$3Fe + 2O_2 = (Fe^{II}Fe_2^{III})O_4 + 1118 \text{ кДж}$$

28. В сосудах одинакового объема проводят реакции:

1) $FeO + H_2 \longrightarrow Fe + H_2O$

2) $CoO + H_2 \longrightarrow Co + H_2O$

Определите, во сколько раз скорость первой реакции отличается от скорости второй, если за одинаковый промежуток времени затрачено 2,24 л (н. у.) и 2 г водорода соответственно.

29. Некоторый оксид железа массой 16 г восстановили до металла с помощью 6,72 л угарного газа (при н. у.). Найдите химическую формулу оксида.

30. Установите, какой объем (в литрах, н. у.) газа выделится при обработке 60 г железа 22%-ной хлороводородной кислотой массой 450 г.

31. Определите массовые доли (в %) железа(II) и железа(III) в минерале *магнетит* $(Fe^{II}Fe_2^{III})O_4$.

32. Рассчитайте массовую долю (в %) хрома в сплаве *феррохром*, если в нем на каждые два атома хрома приходится один атом железа. Найдите также мольную долю (в %) железа в феррохроме.

33. Определите массовые доли (в %) ионов в *соли Мора* — гексагидрате сульфата диаммония-железа(II).

34. В каком из минералов железа — *вюстите* FeO, *гематите* Fe_2O_3 или *магнетите* $(Fe^{II}Fe_2^{III})O_4$ — массовое содержание (в %) кислорода наибольшее? Ответ сопроводите расчетом, примеси считать отсутствующими.

35. В белом чугуне весь углерод находится в виде цементита Fe_3C. Рассчитайте массовую долю (в %) соединения в чугуне, если массовая доля углерода равна 2,2%.

36. Один объем палладия плотностью 12,02 г/см^3 хемосорбирует 800 объемов водорода (при н. у.). Рассчитайте число атомов водорода, приходящееся на каждые 100 атомов металла.

37. Из навески технического железа массой 17,13 г, содержащего примеси — углерод и кремний, после соответствующей обработки выделено 1,2 л (н. у.) диоксида углерода и 0,499 г диоксида кремния. Определите степень чистоты (в %) технического железа.

38. Рассчитайте объем (мл) 5%-ного раствора KOH (плотность раствора 1,05 г/мл), затраченного на полное осаждение железа из 24 мл 10%-ного раствора $FeCl_3$ (плотность раствора 1,09 г/мл). Найдите также массу (в граммах) осадка метагидроксида железа FeO(OH).

39. Требуется приготовить:

а) 500 мл 1%-ного раствора сульфата марганца(II) плотностью 1,1 г/мл;

б) 500 мл 0,05M раствора.

Рассчитайте необходимые массы (в граммах) пентагидрата этой соли.

40. На осаждение в инертной атмосфере катионов железа(II) из 100 мл раствора, приготовленного растворением в воде гексагидрата сульфата диаммония-железа(II), расходуется 50 мл 1М раствора щелочи. Рассчитайте молярность исходного раствора соли.

41. При анализе 2 г безводного хлорида железа осаждено с помощью $AgNO_3$ 5,3 г хлорида серебра(I). Найдите химическую формулу соли железа.

42. Рассчитайте значения pH в 0,1М растворах:

а) сульфата железа(III);

б) хлорида марганца(II);

в) нитрата хрома(III),

если степень гидролиза солей равна 16,77, 0,0016 и 3,29% соответственно.

43. В 1,25 л 1М раствора хлорида железа(III) внесли избыток магния. Какой минимальный объем газа (в литрах, н. у.) можно собрать после реакции?

44. Определите, какой объем (мл) 0,01М раствора хлорида железа(III) потребуется, если при добавлении необходимого количества иодида калия образовался осадок массой 0,051 г. Рассчитайте также количество затраченной соли калия (моль).

45. Найдите объем (мл) 3%-ного раствора пероксида водорода с плотностью 1009,5 г/л, который потребуется для полной реакции в кислотной среде с сульфатом железа(II), взятым в виде 100 мл 0,1М раствора.

46. Газ, полученный в реакции меди с концентрированной серной кислотой, поглощен раствором едкого натра. Образовалось 430 мл 0,14М раствора кислой соли. Определите количество (моль) и массу (в граммах) вступившей в реакцию меди.

47. Смешали 200 мл 0,1М раствора хромата калия и 200 мл 0,1М раствора сульфида калия. Определите массу осадка (в граммах), содержащего два вещества.

48. Смешали 0,3 л 0,1М раствора сульфата марганца(II) и 0,3 л 0,1М раствора перманганата калия. Рассчитайте количество образовавшегося осадка (моль).

49. Через суспензию гидроксида марганца(II), масса которого 18,94 г, пропускают воздух до тех пор, пока весь марганец(II) не перейдет в марганец(IV). Рассчитайте затраченный объем воздуха (в литрах, н. у.), если объемная доля кислорода в нем равна 20,94%, а степень участия воздуха в реакции составила 15,5%.

50. Через насыщенный раствор 108,85 г дихромата калия, содержащий серную кислоту, пропускают избыток сернистого газа. При охлаждении кристаллизуется додекагидрат хрома(III)-калия (хромокалиевые квасцы). Рассчитайте массу (в граммах) полученных квасцов, если объективные потери составляют 12%.

51. Рассчитайте, как изменится масса железной пластинки (до опыта она была 10 г) после выдерживания в растворе, содержащем 3,2 г сульфата меди(II).

52. Проводится обжиг на воздухе 100 т пирита FeS_2 со степенью чистоты 62%. Рассчитайте объем ($м^3$, н. у.) газообразного продукта и массу (в тоннах) твердого продукта.

53. Рассчитайте массу (в граммах) твердого остатка и объем (в литрах, н. у.) сухого газа, полученных после термического разложения (реакция «вулкан») 50,4 г дихромата аммония.

54. Сплавляют 22,8 г оксида хрома(III) с гидроксидом и хлоратом калия, взятыми в избытке. Хром(III) переходит в хром(VI). Определите массу (в граммах) хромсодержащего продукта.

РАЗДЕЛЫ 22—24

Предельные углеводороды. Циклоалканы

1. Газообразный углеводород с массовой долей углерода 81,8% имеет одинаковую с CO_2 плотность по водороду. О каком соединении идет речь?

2. Выведите химическую формулу углеводорода, если массовая доля водорода в нем составляет 20%, а плотность по водороду равна 15.

3. Установите химическую формулу углеводорода, если массовая доля углерода в нем равна 80%, а 1 л (н. у.) этого соединения весит 1,34 г.

4. Плотность пара по воздуху для некоторого алкана равна 3,448. Составьте сокращенную структурную формулу этого углеводорода, если в его молекуле присутствуют один четвертичный и один третичный атомы углерода. Назовите этот алкан.

5. При сгорании некоторого алкана выделилось 33,6 л CO_2 (при н. у.) и 36 г H_2O. Определите химическую формулу алкана.

6. При сжигании 20 г некоторого предельного углеводорода в кислороде образовалось 60,69 г CO_2. Найдите химическую формулу алкана.

7. При сгорании 4,3 г алкана на воздухе образуется 6,72 л CO_2 (при н. у.). Рассчитайте относительную плотность пара алкана по воздуху.

8. Определите, какой объем (в литрах, н. у.) кислорода затратится на полное сгорание 17,92 л (н. у.) этана.

9. Рассчитайте объем (в литрах, н. у.) углекислого газа и массу (в граммах) воды, образовавшихся при сгорании в кислороде 320 г метана.

10. Определите, какой объем (в литрах, н. у.) кислорода затратится на полное сгорание 11,2 л (н. у.) метана. Рассчитайте также, какой массе (в граммах) гидрокарбоната кальция отвечает полученный объем углекислого газа.

11. Плотность некоторого циклического углеводорода по аргону равна 1,05, массовая доля углерода в нем 85,71%. Укажите химическую формулу углеводорода и назовите его.

12. При сжигании 28 г некоторого циклоалкана в кислороде образовалось 88 г углекислого газа. Определите молекулярную формулу углеводорода.

13. Рассчитайте массовую долю (в %) хлора в 1,1-дихлорэтане, а также его плотность по этану.

14. Вычислите объем (в литрах, н. у.) хлора, затраченного на полное превращение 27 г метана в трихлорметан (хлороформ).

15. Рассчитайте, какое количество бромэтана (моль) вступило в реакцию с натрием, если образовалось 237 л (н. у.) органического продукта.

Непредельные углеводороды ряда этилена. Диеновые углеводороды

16. Масса 1 л (н. у.) смеси трех газов с одинаковыми молярными массами равна 1,25 г. Установите возможные химические формулы этих газов, если первый газ — простое вещество, второй — сильный восстановитель и содержит углерод, третий — углеводород.

17. Масса 1 л (н. у.) газа равна 1,25 г. Рассчитайте плотность газа по водороду и укажите химическую формулу газа, если он: а) простое вещество, б) углеводород.

18. При сжигании 6,68 г некоторого алкена в кислороде образовался 21 г углекислого газа. Определите молекулярную формулу и рассчитайте плотность по водороду этого алкена.

19. Рассчитайте объем (в литрах, н. у.) этена, который может полностью сгореть в 70 л (н. у.) воздуха. Объемная доля кислорода в воздухе равна 20,94%.

20. Определите объем (в литрах, н. у.) пропилена, необходимый для получения 7,15 моль пропана по реакции с водородом.

21. Установите, какой объем (в литрах, н. у.) водорода может присоединиться на катализаторе к 20 г смеси, содержащей 21% пропена и 28% бутена-1 (остальное — бутан).

22. При хлорировании некоторого алкена C_nH_{2n} получено дихлорпроизводное, плотность пара которого по водороду равна 63,5. Определите число n и рассчитайте количество производного (моль), образующегося из 17,3 г углеводорода.

23. Алкен массой 2,1 г присоединяет 1,12 л (н. у.) хлора. Определите молярную массу (г/моль) и молекулярную формулу этого алкена.

24. При взаимодействии некоторого алкена с бромом образуется продукт, у которого плотность пара по водороду равна 101. Установите молекулярную формулу алкена.

25. Относительная плотность пара по воздуху для продукта присоединения брома к некоторому алкену равна 6,97. Вычислите массу (в граммах) этого производного, полученного из 39,26 л (н. у.) углеводорода.

26. Смесь пентана и пентена массой 1 г обесцветила 5 мл раствора брома в тетрахлорметане (1 л раствора содержит 160 г брома). Рассчитайте массовую долю (в %) пентана в исходной смеси.

27. Смесь бутана и бутена-2 общей массой 5,28 г обесцветила 32 г 10%-ного раствора брома в тетрахлорметане. Рассчитайте массу (в граммах) бутана в смеси.

28. Через бромную воду пропустили 6 л (н. у.) смеси метана и этилена с объемной долей алкана 50%. Определите массу (в граммах) продукта.

29. Составили газовую смесь, взяв некоторые объемы этана и этилена. Для отделения последнего смесь пропустили через концентрированную серную кислоту. В результате образования этилсерной кислоты масса поглотителя увеличилась на 1,4 г. Определите начальный объем (в литрах, н. у.) алкена.

30. Всю образовавшуюся этилсерную кислоту (см. задачу **29**) подвергли необратимому гидролизу. Рассчитайте количество органического продукта (моль). Найдите также pH конечного раствора, если для гидролиза взято 10 л воды. Объем конечного раствора считать равным объему воды, затратой воды на реакцию пренебречь.

31. При каталитическом гидрировании 42,4 л (н. у.) бутадиена-1,3 получена смесь бутана и изомерных бутенов. Рассчитайте объем (в литрах, н. у.) бутана в смеси, если она обесцветила 1598 г 10%-ного раствора брома в хлороформе.

32. Определите массу (кг) бутадиена-1,3, которую можно получить из 200 л 96%-ного водного этанола (плотность 0,8 г/мл), если практический выход продукта 75%.

33. Пропанол пропустили над Al_2O_3 при нагревании, к продукту добавили избыток бромоводорода, затем — избыток натрия. Получили конечный продукт массой 64,5 г. Найдите количество затраченного спирта (моль), назовите конечный продукт.

34. Алкен массой 10,5 г, полученный при нагревании спирта с серной кислотой, вступает в реакцию присоединения с 40 г брома. Установите химическую формулу спирта.

35. Пропускание смеси этилена с воздухом через горячий водный раствор солей меди, железа и палладия приводит к образованию альдегида. Какой объем ($м^3$) этилена вступил в реакцию, если затрачено 20 $м^3$ воздуха (объемная доля кислорода 20,94%)? Объемы газов измерены при одинаковых условиях.

Непредельные углеводороды ряда ацетилена. Ароматические углеводороды

36. Из 2,79 кг дикарбида кальция получают ацетилен с выходом 54%. Определите объем (в литрах, н. у.) алкина.

37. Рассчитайте объем (в литрах, н. у.) газа, полученного действием избытка воды на 38 г технического дикарбида кальция (степень чистоты 84,2%).

38. Найдите массу (в граммах) дикарбида кальция (степень чистоты 80%), необходимую для получения 2,8 л (н. у.) этина.

39. Вычислите, какой объем (в литрах, н. у.) кислорода израсходуется на полное сгорание 20 л (н. у.) ацетилена.

40. При сжигании 6,5 г газообразного органического соединения получено 11,2 г (н. у.) углекислого газа и 4,5 г воды. Относительная плотность соединения по водороду равна 13. Установите химическую формулу соединения.

41. Углекислый газ — продукт полного сгорания 30 л (н. у.) ацетилена поглощен раствором избытка гидроксида кальция до окончания выпадения осадка. Определите массу (в граммах) этого осадка.

42. При термическом разложении метана объемом 200 л получают смесь двух газов. Определите суммарный объем

(в литрах) продуктов. Объемы газов измерены при одинаковых условиях.

43. Рассчитайте объем (мл) бензола плотностью 0,879 г/мл, полученного из 33,6 л (н. у.) этина.

44. Для получения 85 г бензола израсходовано 107,7 г циклогексана. Определите практический выход продукта (в %).

45. Установите, какой объем (в литрах, н. у.) воздуха необходим для полного сжигания 115 г толуола. Объемная доля кислорода в воздухе 20,94%.

46. При каталитическом гидрировании углеводорода C_7H_8 класса аренов образуется метилциклогексан. Вычислите, какой объем (в литрах, н. у.) водорода прореагировал с порцией углеводорода массой 128,8 г.

47. Каталитическая реакция дегидрирования 73,5 г метилциклогексана до толуола протекает с практическим выходом 75%. Найдите объем (в литрах, н. у.) полученного газа.

48. Действием брома на 78 г бензола получена такая же масса бромбензола. Рассчитайте практический выход (в %) продукта.

49. При хлорировании на свету порции бензола выделено 22,7 г гексахлорциклогексана с практическим выходом 65%. Определите массу (в граммах) взятого арена.

50. Рассчитайте объем (мл) 10%-ного раствора гидроксида калия плотностью 1,09 г/мл, необходимый для нейтрализации газа, выделяющегося при получении бромбензола из 31,2 г бензола.

РАЗДЕЛЫ 25—27

Спирты и фенолы. Простые эфиры

1. Рассчитайте молярность водного раствора этанола, приготовленного смешиванием 0,5 л 30%-ного раствора (плотность 953,8 г/л) и 0,75 л 50%-ного раствора (плотность 913,8 г/л).

2. Рассчитайте объем (в литрах, н. у.) кислорода, необходимого для полного сжигания 15,42 г бутанола, а также количество каждого продукта (моль).

3. Какой объем (в литрах, н. у.) кислорода израсходован на полное сгорание 92 г этанола?

4. Найдите объем (в литрах, н. у.) углеродсодержащего газа, образовавшегося при сгорании 175,7 мл этанола (плотность 0,789 г/мл).

5. При взаимодействии 8,28 г одноатомного спирта с избытком натрия выделяется 2,016 л (н. у.) газа. О каком спирте идет речь?

6. Определите объем (в литрах, н. у.) газа, выделившегося при взаимодействии 2,3 г натрия с 2,3 г этанола.

7. При взаимодействии 33 г предельного одноатомного спирта с натрием выделилось 6,16 л (н. у.) газа. Определите молярную массу (г/моль) и молекулярную формулу спирта.

8. При действии избытка натрия на 100 г раствора пропанола в бензоле выделилось 560 мл (н. у.) газа. Рассчитайте массовую долю (в %) спирта в исходном растворе.

9. При внесении избытка натрия в 0,5 л раствора предельного одноатомного спирта в бензоле выделилось 0,112 л (н. у.) газа. Вычислите молярную концентрацию (моль/л) спирта в исходном растворе.

10. Приготовлено 100 г 6,8%-ного раствора этанолата натрия. Рассчитайте необходимые для реакции массы (в граммах) спирта и металла.

11. Алкен массой 1,26 г при каталитической гидратации образует 1,8 г спирта. Укажите химическую формулу и название продукта.

12. Определите объем (в литрах, н. у.) газообразного продукта полной дегидратации 80 г этанола. Выход продукта равен 60%.

13. При действии иодоводорода на 21 г этанола получается 25 г иодсодержащего продукта. Определите его практический выход (в %).

14. Взаимодействием одноатомного спирта с 48%-ной бромоводородной кислотой (плотностью 1,488 г/мл) получено 0,4 моль соответствующего бромалкана. Определите объем

(мл) затраченной на реакцию кислоты, если практический выход продукта равен 75%.

15. По реакции одноатомного спирта массой 3,84 г с оксидом меди(II) получено 7,68 г металла. О каком спирте идет речь?

16. Установите, какая масса (в граммах) этиленгликоля получится при окислении 8 г смеси этилена и ацетилена, содержащей 65% алкина.

17. При сжигании в кислороде навески массой 40,3 г некоторого предельного спирта образуется 57,2 г углекислого газа и 35,1 г воды. Установите истинную формулу спирта, если плотность его пара по водороду равна 31.

18. При внесении избытка натрия в раствор фенола в этаноле выделилось 8,96 л (н. у.) газа, а при обработке той же порции раствора бромной водой выпало 66,2 г осадка. Рассчитайте мольную и массовую доли (в %) фенола в исходном растворе.

19. Раствор, содержащий 4,7 г фенола, нейтрализован 10%-ным раствором едкого натра. Какова масса (в граммах) затраченного раствора щелочи?

20. Рассчитайте массу (в граммах) бензола, затраченного на синтез 66 г 2,4,6-трибромфенола с практическим выходом 25%.

21. К 14 г смеси фенола и 0,05 моль гомолога бензола добавили бромную воду, получили 33,1 г осадка. Установите химическую формулу гомолога бензола.

22. Диметиловый эфир массой 222 г при нагревании распадается на метан, монооксид углерода и водород. Рассчитайте суммарный объем (в литрах, н. у.) газообразных продуктов.

Альдегиды и кетоны. Карбоновые кислоты. Сложные эфиры

23. Органическое соединение с массовыми долями 40% C и 6,7% H (остальное — кислород) имеет плотность 1,34 г/л. О каком соединении идет речь? Приведите его химическую формулу и систематическое название.

24. Установите, какой объем (в литрах, н. у.) метаналя растворился в 0,5 л воды, если образовался 30%-ный раствор.

25. При полном сгорании 3,48 г альдегида получено 4,032 л (н. у.) газа и 3,24 г воды. Установите формулу и название реагента.

26. При окислении пропанола с помощью оксида меди(II) получен продукт (с выходом 60%), образующий с аммиачным раствором избытка оксида серебра(I) 43,2 г осадка. Определите массу (в граммах) исходного спирта и количество полученного продукта (моль).

27. Для приготовления 1,5 кг 3%-ного раствора формальдегида использован метанол (плотность 0,79 г/мл). Вычислите объем (мл) реагента.

28. Исходя из технического дикарбида кальция массой 100 кг и чистотой 80% (по массе) синтезирован этаналь с практическим выходом 70%. Рассчитайте количество продукта (моль).

29. Вычислите массу (в граммах) пропанола, необходимую для синтеза 11,6 г пропаналя, если практический выход равен 85,7%.

30. При каталитическом гидрировании 26 г смеси метаналя и этаналя расходуется 16,8 л (н. у.) газа. Установите мольный состав исходной смеси.

31. При взаимодействии порции этанола с натрием собрано 7,84 л (н. у.) газа. Найдите массу (в граммах) альдегида, образующегося при окислении такой же порции спирта, если практический выход составляет 72,6%.

32. В реакции «серебряного зеркала» с участием 1,32 г альдегида выпадает 6,48 г осадка. Укажите молекулярную формулу альдегида.

33. Смесь, содержащая 17,1% спирта и 82,9% альдегида общей массой 21 г, полностью реагирует с 69,6 г оксида серебра(I) в аммиачном растворе. Определите названия спирта и альдегида, если их молекулы содержат одинаковое число атомов углерода и спирт может быть получен из альдегида (и наоборот).

34. Некоторый кетон массой 1,856 г в виде пара при 27 °С и давлении 740 мм рт. ст. занимает объем 0,809 л. Определите относительную молекулярную массу кетона, его сокращенную структурную формулу и название.

35. Синтезирован (в три стадии) метилэтиленкетон из 0,28 кг бутанола. Найдите количество кетона (моль), если на каждой стадии практический выход был 60%.

36. Рассчитайте объем метана ($м^3$, н. у.), необходимого для получения 500 кг 80%-ного раствора уксусной кислоты.

37. Каталитическое окисление метана, содержащегося в природном газе с объемной долей 97%, привело к получению 16,1 кг метановой кислоты. Определите объем ($м^3$, н. у.) затраченного природного газа.

38. Из технического дикарбида кальция (степень чистоты 74% по массе) получена уксусная кислота, на нейтрализацию которой истрачено 240 г 5,5М раствора едкого кали плотностью 1,2 г/мл. Установите массу (в граммах) взятого технического карбида.

39. Безводную муравьиную кислоту массой 69 кг получают с выходом 69% из формиата натрия действием серной кислоты, а сам формиат — реакцией гидроксида натрия с угарным газом (при нагревании, под давлением). Определите необходимый объем ($м^3$, н. у.) газа.

40. Получено 126,32 г 95%-ной уксусной кислоты из ацетилена. Найдите затраченный объем (в литрах, н. у.) реагента.

41. Вычислите массу (в граммах) бензойной кислоты, если она получена из 25 г толуола и практический выход продукта равен 92%.

42. Определите молекулярную формулу одноосновной карбоновой кислоты, если известно, что для нейтрализации 4,8 г этой кислоты потребовалось 16,95 мл 22,4%-ного раствора гидроксида калия (плотность раствора 1180 г/л).

43. В порции кристаллогидрата $nK(CH_3COO) \cdot xH_2O$ содержится $3,612 \cdot 10^{23}$ атомов углерода и $1,084 \cdot 10^{24}$ атомов водорода. Найдите числа n и x.

44. При сплавлении соли натрия и одноосновной карбоновой кислоты с едким натром выделилось 13,44 л (н. у.) газа плотностью 1,965 г/л. Определите количество соли (моль), вступившее в реакцию, и укажите название газа.

45. В 1 л 0,05М водного раствора монохлоруксусной кислоты содержится 0,002 г катионов водорода. Рассчитайте степень диссоциации (в %) кислоты.

46. Водный 0,1М раствор монохлоруксусной кислоты имеет pH 2,92. Установите степень диссоциации (в %) кислоты.

47. Из 90%-ного раствора уксусной кислоты получено 123,2 г этилацетата. Вычислите израсходованную массу (в граммах) раствора.

48. При взаимодействии 30 г уксусной кислоты с избытком этанола синтезировано 33 г органического продукта. Рассчитайте практический выход (в %) продукта.

49. По реакции 0,76 г бензилового спирта с 0,28 г муравьиной кислоты образуется продукт с запахом жасмина. Найдите массу (мг) продукта, если потери в синтезе составляют 20%. Укажите также название продукта.

50. Для полного омыления 22,2 г сложного эфира одноосновной карбоновой кислоты использован 10%-ный раствор едкого натра плотностью 1,1 г/мл и объемом 136,5 мл (взят 25%-ный избыток). Укажите два возможных эфира-реагента.

51. При омылении 1,18 г сложного эфира этиленгликоля выделено 0,92 г предельной одноосновной карбоновой кислоты, на нейтрализацию которой потрачено 200 мл 0,1М раствора гидроксида калия. Установите формулу исходного эфира.

52. Рассчитайте массу (кг) глицерина, полученную при гидролизе 1 т технического жира, образованного глицерином и стеариновой кислотой, если степень чистоты жира равна 89% (по массе), а практический выход продукта составляет 76%.

53. Вычислите объем ($м^3$) 20%-ного раствора едкого натра плотностью 1220 кг/$м^3$, затраченного на полное омыление 8,9 т жира — продукта этерификации глицерина стеариновой кислотой.

Углеводы. Нитросоединения. Амины. Аминокислоты

54. Рассчитайте объем (в литрах, н. у.) газа, полученного при спиртовом брожении 5 моль глюкозы.

55. При спиртовом брожении глюкозы выделился объем газа, равный (при одинаковых условиях) объему того же газа, полученного при сгорании на воздухе 32 г метанола. Найдите количество израсходованного моносахарида (моль).

56. Рассчитайте исходное количество глюкозы (моль), если при спиртовом брожении 60% ее количества получено 1,075 $м^3$ газа (при н. у.).

57. При молочнокислом брожении 2,6 моль глюкозы выделено 374,4 г молочной кислоты. Определите практический выход (в %) продукта.

58. Сахарозу подвергают гидролизу в кислотной среде, а образующуюся глюкозу — молочнокислому брожению. Получают 54 г кислоты с практическим выходом 80%. Вычислите массу (в граммах) затраченной сахарозы.

59. Получение 13,44 л (н. у.) этилена из глюкозы (спиртовое брожение и внутримолекулярная дегидратация этанола) прошло с практическим выходом 78%. Найдите необходимую массу (в граммах) реагента.

60. Проведено частичное нитрование бензола. Вычислите массовую долю (в %) нитробензола в конечной смеси, если после сгорания ее образца (масса 13,18 г) в токе кислорода обнаружено 336 мл азота (при н. у.).

61. Рассчитайте массу (в граммах) метилбензола, необходимую для синтеза 113,5 г тринитропроизводного, если практический выход продукта 80%.

62. При нитровании 31,2 г бензола получено мононитропроизводное с практическим выходом 90%. Восстановлением последнего выделен амин (плотностью 1,022 г/мл) с практическим выходом 75%. Определите объем (мл) конечного продукта.

63. При восстановлении нитробензола в анилин в реакцию вступило $6{,}02 \cdot 10^{23}$ атомов водорода. Определите, сколько молекул продукта при этом образовалось.

64. Получен анилин массой 139,5 г (практический выход 75%). Рассчитайте массу (в граммах) затраченного нитросоединения.

65. Найдите объем (в литрах, н. у.) воздуха, затраченного на сгорание 10,08 л (н. у.) метиламина. Объемная доля кислорода в воздухе 20,94%. Рассчитайте также суммарный объем (в литрах, н. у.) полученных газов (воду не учитывать).

66. На сгорание 4 моль органического соединения тратится 9 моль кислорода. Продукты сгорания — 4 моль углекислого газа, 2 моль азота, 10 моль воды. Установите химическую формулу соединения и назовите его.

67. Соль, полученная из некоторого амина обработкой соляной кислотой, содержит 43,56% (по массе) хлора. Определите химическую формулу амина и назовите его.

68. Составьте сокращенные структурные формулы изомерных аминомасляных кислот и рассчитайте массовые доли элементов в них (в %).

69. Какую массу (в граммах) аминоуксусной кислоты можно получить из 12,8 г дикарбида кальция в многостадийном процессе, если общий практический выход продукта составляет 17,8%?

70. Аммонийную соль аминоуксусной кислоты массой 73,6 г обработали последовательно едким натром и соляной кислотой. Найдите количество конечного продукта (моль) и укажите его химическую формулу.

71. Сложный эфир глицина содержит 15,73% (по массе) азота. Установите химическую формулу эфира и его название.

72. Определите, какой объем (мл) 96%-ного этанола плотностью 0,8 г/мл необходим для этерификации 3 г аминоуксусной кислоты, если спирт взят со 100%-ным избытком.

Ответы

РАЗДЕЛ 1. **1.** а) 0,2; б) 2,3 (моль). **2.** а) 19,9; б) 0,08 (моль). **3.** а) 2,38 г; б) 86,4 г. **4.** а) $2{,}6 \cdot 10^{26}$; б) $3 \cdot 10^{22}$ (молекул). **5.** а) $1{,}2 \cdot 10^{25}$; б) $2{,}4 \cdot 10^{23}$. **6.** а) 17,7 г; б) 3438,5 г. **7.** 44 г/моль. **8.** $1{,}6 \cdot 10^{-22}$ г. **9.** S_8. **10.** $6{,}24 \cdot 10^{19}$ катионов Na^+, $2{,}08 \cdot 10^{19}$ анионов $[AlF_6]^{3-}$.

РАЗДЕЛ 2. **1.** а) 16,8 л; б) 32,4 л. **2.** 37,2 л, 117,9 г. **3.** 22,3 л, 57,8 г. **4.** 6,4 л CO, 23,6 л CO_2. **5.** По водороду: а) 15; б) 22; в) 17. По воздуху: а) 1,03; б) 1,52; в) 1,17. **6.** а) 97,6 г/моль; б) 137,5 г/моль. **7.** 80 г/моль, 40 по H_2, 2,8 по воздуху. **8.** 1,66 по воздуху, 24 по H_2; 6,43 г. **9.** 13,5. **10.** а) 6% H, 94% S; б) 36% Ca, 64% Cl; в) 54% Ca, 43% O, 3% H; г) 23% Fe, 17% N, 60% O; д) 17,1% Ca, 1,7% H, 6,5% P, 55,7% O; е) 12,1% Na, 11,3% B, 71,3% O, 5,3% H. **11.** а) H_2O; б) NH_3. **12.** а) H_2CO_3; б) CuO_2H_2, или $Cu(OH)_2$. **13.** 336 т. **14.** 4 г Fe_2O_3, 30% кислорода. **15.** а) 70%; б) 72%; в) 78%. **16.** 74% Cr. **17.** а) 65% Al_2O_3, 35% H_2O; б) 85% Al_2O_3, 15% H_2O. **18.** а) 72,4% P_2O_5, 27,6% H_2O; б) 79,8% P_2O_5, 20,2% H_2O; в) 88,7% P_2O_5, 11,3% H_2O. **19.** Na_4SiO_4. **20.** 10. **21.** а) $CaSO_4 \cdot 2H_2O$; б) $2CaSO_4 \cdot H_2O$, или $CaSO_4 \cdot 0{,}5H_2O$. **22.** 2,4 г $MgSO_4$. **23.** 14,29% Fe^{2+}, 9,18% NH_4^+, 48,98% SO_4^{2-}, 27,55% H_2O. **24.** $(CH_3)_2$, или C_2H_6. **25.** $(CH_2)_3$, или C_3H_6. **26.** $(C_2H_4Cl)_2$, или $C_4H_8Cl_2$. **27.** 3.

РАЗДЕЛ 3. **1.** а) 0,83 моль; б) 3,75 моль. **2.** а) 0,25 моль; б) 0,375 моль. **3.** а) 0,83 моль; б) 5 моль. **4.** а) 283,8 г; б) 507 г. **5.** 100 кг MgO, 110 кг CO_2. **6.** 500 моль. **7.** 150 мл. **8.** а) 22,4 л; б) 14,9 л. **9.** 15,1 л. **10.** 41,9 л (NH_3 + HCl). **11.** 41 г $Ca(NO_3)_2$. **12.** 9,8 г. **13.** 24 г. **14.** 19,9 г P_2O_5. **15.** 81,8%. **16.** 83,2%. **17.** 1022 л NO_2. **18.** 689 кг. **19.** 58% $CaCO_3$. **20.** 3,51 г (KCl + KNO_3). **21.** 34,7% $NaNO_3$. **22.** 11,2 л H_2. **23.** 98,5%. **24.** $1 \cdot 10^{-8}$% H^+, $1{,}7 \cdot 10^{-7}$% OH^-. **25.** 6666 молекул H_2O, 0,017% D_2O. **26.** 12,5% CH_4, 25% H_2, 62,5% O_2. **27.** 0,0093 моль. **28.** 53% CH_4, 40% H_2, 7% CO. **29.** 31% SO_2, 25% SO_3, 44% O_2. **30.** 2,41 г. **31.** 61,8% Cu, 38,2% Ni. **32.** 65% $Ca(OH)_2$, 35% NaOH. **33.** 82,4% MgO, 17,6% $Mg(OH)_2$. **34.** 10,5% $CaCl_2$, 89,5% $NaNO_3$. **35.** 88,3%. **36.** 92,3%.

РАЗДЕЛ 4. **1.** а) 3350 кДж; б) 198 кДж; реакции экзотермические. **2.** а) −584 кДж (*экзо-*); б) 569 кДж (*эндо-*); в) −878 кДж (*экзо-*). **3.** а) −914; б) −1181; в) −310 (кДж/моль). **4.** а) −1090; б) −1755 (кДж/моль). **5.** а) 2979; б) 2145 (кДж). **6.** а) 21; б) 49; в) 54 (кДж). **7.** а) 146; б) 91 (кДж). **8.** 208 г. **9.** 473 г. **10.** −772 кДж. **11.** а) +3580; б) 1172 (кДж). **12.** 177 л. **13.** −187 Дж/К. **14.** а) −313; б) 572; в) −147 (Дж/К). **15.** а) 102; б) 220; в) 192 [Дж/(К · моль)]. **16.** а) 146; б) 150 [Дж/(К · моль)]. **17.** ΔG°_{298} = = −142 кДж (да), ΔG°_{1230} = 32 кДж (нет). **18.** ΔG°_{298}, кДж: а) −491 (да), б) 399 (нет), в) −834 (да); ΔG°_{1200}, кДж: −208 (да), −117 (да), −701 (да). **19.** Нет. ΔG°_{298}, кДж: а) 447, б) 633, в) 698; ΔG°_{450}, кДж: а) 504, б) 726, в) 830. **20.** ΔG°_{298}, кДж: а) −158 (да), б) 46 (нет); ΔG°_{800}, кДж: а) 128 (да), б) 26 (нет). **21.** ΔG°_{293}, кДж: а) 65 (нет), б) −148 (да). **22.** ΔG°_{293}, кДж: а) 481 (нет), б) −83 (да). **23.** При 423 К (ΔG°_{423} = −46 кДж, ΔG°_{1000} = 38 кДж). **24.** При 298 К (ΔG°_{298} = 50 кДж, ΔG°_{900} = −56 кДж). **25.** 0,6 моль/л. **26.** 0,02 моль/л. **27.** 4,2 моль/л (A), 1,4 моль/л (B). **28.** 0,001 моль/(л · с).

29. $8{,}5 \cdot 10^{-4}$ моль/(л · с). **30.** 0,032 моль/(л · с). **31.** 0,4 л/(моль · с). **32.** Возрастет в 9 раз. **33.** Возрастет в 12 раз. **34.** Возрастет в 4 раза. **35.** Уменьшится в 6 раз. **36.** $2{,}2 \cdot 10^{-3}$ $с^{-1}$. **37.** Понизится в 38 раз. **38.** 162 моль/(л · с). **39.** 16,5 моль/(л · с). **40.** 2,15. **41.** Возрастет в 21 раз. **42.** 30 °C. **43.** 10,5. **44.** 7 ч 6 мин 11 с.

РАЗДЕЛ 7. **1.** 163 г. **2.** 142,5 г. **3.** 437,2 г. **4.** 8,1 г. **5.** 1,6 л. **6.** 118,8 г (на 100 г H_2O). **7.** 323 л. **8.** 107 л. **9.** 90,75 л. **10.** 144 г кристаллогидрата, 398 г воды. **11.** а) 5,7%; б) 10%; в) 3,1%; г) 5%. **12.** 18,5 г, 241 мл. **13.** 500 л. **14.** 4,33 л. **15.** 36,3%. **16.** 20%. **17.** Вещество А: а) 8,2%, б) 2,3%, в) 13,5%, г) 2,9%; вещество В: а) 5%, б) 15,8%, в) 5,4%, г) 9,6%. **18.** 4% $CuSO_4$, 2,3% H_2O. **19.** а) 0,05; б) 0,47; в) 0,22 (моль/л). **20.** 5,04 г. **21.** 29,4 г кристаллогидрата, 170,6 г воды. **22.** а) 8,78 г; б) 6,025 г. **23.** 0,1 моль/л. **24.** 0,074 моль/л. **25.** 0,125М, 0,42%. **26.** 0,06 моль/л. **27.** 14%. **28.** 55,33 моль/л. **29.** Вещество А: а) 0,15, б) 0,26, в) 0,11, г) 0,84; вещество В: а) 0,59, б) 0,14, в) 0,25, г) 0,07 (моль/л). **30.** 20%. **31.** 20,3%. **32.** 30,2 мл. **33.** 479,7 мл. **34.** 72,1 мл. **35.** 192,5 мл. **36.** 7,78 раза. **37.** а) 29,2; б) 3,9 (мл). **38.** 27,5 мл. **39.** 9,16 л. **40.** 10,64 раза. **41.** 2,13 л. **42.** 1,36 моль/л. **43.** 0,8 л. **44.** 34,9 г. **45.** 9%. **46.** 31,6%. **47.** 32,5%. **48.** $m'_{(р)}$ = 600 г, $m''_{(р)}$ = 400 г. **49.** 0,42 л 60%-ного раствора, 1,58 л 11%-ного раствора. **50.** 1,5М. **51.** 2,05М.

РАЗДЕЛ 8. **1.** 0,0275 моль/л. **2.** 0,22 моль/л. **3.** 0,07 моль/л. **4.** а) 0,115 г Na^+, 0,005 г H^+, 0,48 г SO_4^{2-}; б) 4,2 г Ca^{2+}, 7,5 г Cl^-; в) 4,8 г K^+, 7,63 г NO_3^-. **5.** а) 1,3%; б) 0,054%; в) 0,21%; г) 0,1%. **6.** 4,2%. **7.** $1{,}6 \times \times 10^{-3}$ моль/л. **8.** $1{,}15 \cdot 10^{-3}$ моль/л. **9.** $6 \cdot 10^{-6}$ моль/л. **10.** $2{,}6 \cdot 10^{-4}$ моль/л. **11.** 2%. **12.** $3{,}3 \cdot 10^{-4}$ г. **13.** 8%. **14.** 1,7%. **15.** а) 2,32; б) 2,09; в) 1,46; г) 1,22. **16.** а) 11,48; б) 11,85; в) 12,4; г) 12,6. **17.** 10,6. **18.** 1,81. **19.** 0,1 г. **20.** 9,78. **21.** 12,98. **22.** а) 2,35; б) 11,9. **23.** а) 4,27; б) 5,09; в) 3,68; г) 4. **24.** 10,98. **25.** 4,2%. **26.** 0,074 моль/л. **27.** $1{,}8 \cdot 10^{-7}$%. **28.** 4 : 1 (по объему). **29.** 2 : 1 (по объему). **30.** а) 2,7; б) 11,3. **31.** 12,13. **32.** 11,88.

РАЗДЕЛЫ 11—12. **1.** 0,07 ($^1H_2$), 0,14 (D_2), 0,21 (T_2). **2.** 96% O_2. **3.** 13,5. **4.** а) 12,1; б) 0,76; в) 0,83. **5.** Да; по 6,9 л H_2. **6.** Нет; 3,07 л из HCl, 2,29 л из H_2SO_4. **7.** а) 1,45 г; б) 21,88 г. **8.** 0,25 л H_2. **9.** а) 67; б) −333; в) −2343 (кДж). **10.** а) $1{,}9 \cdot 10^{-7}$%; б) $1{,}7 \cdot 10^{-7}$%. **11.** а) 11%; б) 20%; в) 27%. **12.** а) $m(D_2O) : m(^1H_2O) = 1{,}7 \cdot 10^{-4}$; б) $5 \cdot 10^{21}$ молекул, 0,083 моль. **13.** 333 моль T_2, $4 \cdot 10^{26}$ атомов T, 3,67 г T_2O. **14.** 0,76 л H_2, 2,2 г Zn. **15.** 17,8 г. **16.** 16,2 л. **17.** 86%. **18.** 0,084 моль CuO, 0,155% $Ca(OH)_2$. **19.** $1{,}87 \cdot 10^4$ $м^3$. **20.** а) 249 л; б) 124 л. **21.** 1. **22.** 0,177 л H_2, pH = 10,6. **23.** 4,44 моль/л. **24.** 12,85. **25.** 67,4%. **26.** −580 кДж/моль. **27.** 1,42 л. **28.** 63 г CaH_2. **29.** а) 29 т; б) 44 800 $м^3$ (H_2 + CO). **30.** 3,733 $м^3$. **31.** 35,4527. **32.** 0,72%. **33.** 0,3 моль NaClO (гипохлорит натрия).

34. 6,2 л. 35. 460,8 г KOH, 292,1 г Cl_2. 36. 0,5 л. 37. 2,64 м^3. 38. 39,91 г. 39. 291 л. 40. 405 л HCl. 41. 114 г, 70 л HCl. 42. а) 36,3%; б) 15,63M. 43. 365 мл. 44. а) 0,2M; б) 4,48 л HCl. 45. 20%. 46. 3,62. 47. HCl. 48. 7,9 л Cl_2. 49. 0,57 г AgCl. 50. 1,7 кг. 51. Из раствора LiCl (3,37 г), из NaCl 2,45 г, из KCl 1,92 г. 52. 76,6 л Cl_2. 53. Cl_2O, ClO_2, ClO_3, Cl_2O_7. 54. $NaClO_2$ (хлорит натрия). 55. 17,9%. 56. 21,84 л Cl_2. 57. 18,2%. 58. 58,98 г. 59. Нет; а) 1,4; б) 1,22 (моль). 60. $(HF)_4$. 61. 1151 л, плавиковая кислота. 62. 10%. 63. 2,1. 64. 620,4 г, 3,8775 моль. 65. Баллон с Br_2; в 1,98 раза. 66. HBr. 67. 22,44%. 68. 2,99. 69. 0,36% HBr; 0,17 г AgBr. 70. 223,46 г. 71. Нет, 0,427 л SO_2. 72. 26,1 г Br_2, 1,63M. 73. 0,057 моль. 74. HBr. 75. $5,6 \cdot 10^{21}$ молекул I_2. 76. 1,41 л. 77. 0,016. 78. 1,47M. 79. 660 мл. 80. 15,2M. 81. 0,015 моль, $9 \cdot 10^{21}$ электронов. 82. 10%. 83. 25,4 г; I_2 образует растворимую соль $LiIO_3$. 84. 114,3 г I_2. 85. 115,5 кг. 86. В 1,6 раза. 87. 2,33. 88. Да, скорость одинакова. 89. 0,071 моль At_2, $8,6 \cdot 10^{22}$ атомов At. 90. 1,067 л HAt.

РАЗДЕЛЫ 13—15. 1. 15,999. 2. 156 моль. 3. а) 1,66; б) 24; в) 6,43 г. 4. Объемная доля 10%, массовая доля 14,3%, 105 л O_2. 5. 0,8 л, 11%. 6. 2,24%. 7. 10,53 л O_3, нет. 8. 1001 кДж. 9. 466 мл. 10. 0,89M, 3%. 11. 3,95 л O_2. 12. 0,05M H_2O_2, 22,4 мл O_2. 13. 2,52 л O_2. 14. 0,08 моль H_2O_2, 1,78 л O_2. 15. 15,2%. 16. 121,2 $PbSO_4$. 17. 4,5%. 18. 98,53 г. 19. $n = 8$, 0,125 моль S_8, 39,9 мл S_2Cl_2. 20. 26,4 г CuS. 21. 33,6 л. 22. 0,074 моль/л. 23. 4. 24. 81,12 г $Al(OH)_3$, 34,94 л H_2S, pH $\rightarrow$ 7. 25. 12,76. 26. 0,042 моль/л. 27. 117 л. 28. 0,625 моль NaHS. 29. 18 г (6,4 г S + 11,6 г MnO_2). 30. 64,5%. 31. 2,5 г PbS. 32. 126,2 г NH_4HS (средняя соль не существует в водном растворе). 33. 26 г $CuSO_4 \cdot 5H_2O$. 34. SO_2. 35. 75%. 36. 0,46M; 63 мл H_2SO_4. 37. 18 г $KHSO_3$. 38. 0,075 моль $KHSO_3$, 1,68 л SO_2. 39. 0,325 моль $NaHSO_3$. 40. 600 г $KHSO_3$, 237 г K_2SO_3. 41. 21 г S. 42. 2,7. 43. При 298 K ($\Delta G^\circ_{298} = -63$ кДж, $\Delta G^\circ_{1000} = 39$ кДж). 44. 900 мл. 45. 33%. 46. 72 т FeS_2. 47. 1,43 т. 48. $NaHSO_4$. 49. а) 37 г; б) 18,5 г; в) 74 г. 50. 2,7. 51. 13,2 г (3,88 г ZnS + 9,32 г $BaSO_4$). 52. 853 г. 53. 2,2% SO_2, остальное — O_2. 54. 2,52 г $Na_2SO_3 \cdot 7H_2O$. 55. 1,08. 56. 0,62M, 60,76 г H_2SO_4. 57. 96,8% Si. 58. SCl_2O_2, 6,75 г. 59. 10. 60. K_2SO_4, $K_2S_2O_7$. 61. 1,053 : 1, 10,9% $MgSO_4$, 10,4% $Al_2(SO_4)_3$. 62. 1,04 моль $KHSO_4$. 63. Калий. 64. 2,27 кг. 65. NH_4NO_2. 66. 33,5 г раствора NH_4Cl, 29,1 г раствора $NaNO_2$. 67. 52 г [избыток $(NH_4)_2SO_4$, $CaSO_4$], 36 г H_2O, 11,2 л N_2. 68. Кальций. 69. 17,9 г Mg_3N_2, 57,3 г NH_4Cl. 70. 183,6 г NH_4HS (средняя соль не существует в водном растворе). 71. 104 г NH_4NO_3. 72. 25 м^3 N_2, 75 м^3 H_2. 73. 1,33. 74. а) 11,83; б) 11,6. 75. 1,32%. 76. 0,156%. 77. 13,32M, 22,5 мл. 78. При 298 K

($\Delta G^\circ_{298} = 92$ кДж, $\Delta G^\circ_{900} = -77$ кДж). 79. 0,067 моль/л NH_4^+, 0,133 моль/л H^+, 0,1 моль/л SO_4^{2-}. 80. а) 0,2 моль/л, 4,97; б) 0,00132 моль/л, 11,1. 81. 24,7 л (6,175 л N_2 + 18,525 л H_2O). 82. 39% NO_2, 25% NO, остальное — N_2O. 83. N_2O. 84. 40,83 г $KClO_3$. 85. $1,4 \cdot 10^{-6}$ моль/л, pH = 8,15. 86. 158 мл. 87. 127 г I_2. 88. 0,36 моль/л. 89. 6,2 кг. 90. 1,12 л. 91. 147,75 г. 92. 6,4M. 93. 9,8% H_2SO_4, 3,1% HNO_3. 94. 35% N, 5% H, остальное — O. 95. $(NH_4)_2SO_4$. 96. 50,8 л (40,66 л NO_2 + 10,17 л O_2). 97. В реакции (б): а) 1,12 л; б) 1,68 л; в) 1,12 л. 98. 44,8 л O_2. 99. 0,2M. 100. 112 л. 101. 31 л NH_3. 102. 36 л N_2O. 103. 58%, 7,25 кмоль $CaCO_3$ и 14,5 кмоль NH_3. 104. а) −60; б) −76 кДж. 105. 89 дм^3. 106. P_4, 1,25 моль, 155 г. 107. $m(PCl_3) : m(PCl_5) = 1,32$. 108. По 0,02 моль K_3PO_4 и K_2HPO_4. 109. 3,87% K_2HPO_4, 6,04% KH_2PO_4. 110. $CaHPO_4$. 111. Na_3PO_4, 12,65%. 112. 0,4 моль/л, 3,8% H_3PO_4; 92,8 г $Ba_3(PO_4)_2$. 113. 443 л. 114. 39,2 г H_3PO_4, 81,6 г $CaSO_4$. 115. 12,1% H_3PO_4. 116. 0,043 моль, 4,62 г, $2,58 \cdot 10^{22}$ ионов Ag^+. 117. 20,5 г $Ca_3(PO_4)_2$. 118. 22,22% CaO, 56,35% P_2O_5, остальное — H_2O. 119. Нет, соль с примесями; 66,1 г. 120. 0,1 моль/л. 121. 80 мл. 122. В 4,25 раза, в H_3PO_4 pH = 1,63, в HNO_3 pH = 1. 123. 12,98% $(NH_4)_2HPO_4$, 14,35% $NH_4H_2PO_4$, остальное — H_2O. 124. В 3,36 раза. 125. pH = 12,7, 1,12 л CO_2. 126. Выход 62,9%, массовые доли: 75% C и 25% H (CH_4). 127. 251 мл. 128. 20% HCl, 2,24 л CO_2. 129. а) 0,68 моль, 7,6 л CO_2; б) 0,68 моль, 15,2 л CO_2; в) 0,34 моль, 3,8 л CO_2. 130. 3,88 л. 131. 0,25 моль Na_2CO_3, 0,325 моль NaOH, 7,58 моль H_2O; 15,06% Na_2CO_3, 7,39% NaOH, остальное — H_2O. 132. 210,9 л CO_2. 133. 2,46. 134. −228 кДж. 135. 25% CO_2, 75% CO. 136. 128 г CaC_2, 18 г C. 137. 18,96%. 138. $Na_2SiO_3 \cdot PbSiO_3 \times 4SiO_2$, или $Na_2O \cdot PbO \cdot 6SiO_2$. 139. 11,2. 140. 94,6% CO, 5,4% CO_2. 141. 0,125 моль. 142. 12. 143. 33,3% CO, 66,7% CO_2. 144. 14,1% NH_4HCO_3. 145. 10 ммоль/л HCO_3^-. 146. SiC (карборунд).

РАЗДЕЛЫ 16—18. 1. а) Cu : Zn = 4 : 1; б) Cu : Sn = 16 : 1. 2. $9,5 \cdot 10^{22}$ атомов O, $1,1 \cdot 10^{23}$ атомов H. 3. 3. 4. 4% $CuSO_4$, 2,3% H_2O. 5. 4,48 л H_2. 6. 50%. 7. 84,7%. 8. 60,4%. 9. 37,2 г. 10. 50,3 г (38,4 г Cu + 11,9 г Sn). 11. 33,68% Zn. 12. Увеличится на 2,68 г. 13. 17,12 г, 0,2675 моль Cu. 14. 3%. 15. 0,11 моль. 16. 8,31 г. 17. $CuCl_2$. 18. 0,05 моль Pb^{2+}, 5,48 г PbO_2. 19. 1,4 г $Mn(OH)_2$. 20. 0,1M Na_3PO_4. 21. 0,125 моль. 22. 2,1 г Ag_3PO_4. 23. 0,08 моль H_2O_2, 1,78 л O_2. 24. 30,4 г Cr_2O_3, 22,4 л смеси газов (4,48 л N_2 + 17,92 л H_2O). 25. 875. 26. 0,061M, 0,52% KNO_2. 27. 0,56 л O_2. 28. 0,013 моль/л H^+. 29. 2,9. 30. 0,2 моль Cu на катоде, 0,1 моль O_2 на аноде, pH $\ll$ 7 (HNO_3 — сильная кислота). 31. −385 кДж/моль. 32. 11 кДж.

33. 18,78 т. **34.** 1,56 т. **35.** 671,7 кг Zn, 1,01 т H_2SO_4. **36.** 82,7 мл. **37.** а) 23,38% K_2O; б) 62,94% H_2O. **38.** а) 22,4 л H_2; б) 2,07М NaOH. **39.** Литий. **40.** 10% LiOH. **41.** 11,9. **42.** m(NaOH) : $m(H_2O)$ = 1 : 9, 10% NaOH. **43.** 11,31. **44.** 12,1 (без учета слабой диссоциации $NH_3 \cdot H_2O$). **45.** Больше газа (H_2) выделится в опыте (б): а) 48 л; б) 84 л. **46.** 0,3% NaOH, 0,076 моль/л NaOH; pH = 12,88; 0,83 л H_2, 2,19 см^3 Hg. **47.** −361 кДж/моль. **48.** $NaHg_2$. **49.** K_2O (оксид), K_2O_2 (пероксид), KO_2 (надпероксид), KO_3 (озонид). **50.** 20,9% Na_2O, 79,1% Na_2O_2. **51.** 51,75 г. **52.** 210,5 г остатка (18 г LiOH + 192,5 г Li_2SO_4). **53.** $LiI \cdot 3H_2O$, 26 г LiF. **54.** 8,7. **55.** Да, 3,21 г KNO_3. **56.** 10,78. **57.** 10,7. **58.** 2,59 г остатка (0,73 г NaOH + 1,86 г NaCl). **59.** 10 моль O_2. **60.** 1,96 кмоль H_2, 1,96 кмоль Cl_2, 3,92 кмоль NaOH. **61.** 21,6%. **62.** 224 л O_2. **63.** 42,4 т Na_2CO_3. **64.** $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ (гипс), $2CaSO_4 \cdot H_2O$ (жженый гипс). **65.** 41,54%. **66.** $3BeSiO_3 \cdot Al_2(SiO_3)_3$, или $3BeO \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$. **67.** 78 г. **68.** 12,3 см. **69.** Да, ΔG°_{293} = −422 кДж. **70.** 80% Ca. **71.** 60% Cu. **72.** Магний. **73.** 0,177 л H_2, pH = 10,64. **74.** 48,6% MgO. **75.** 5,6 л H_2 в случае CaH_2, 14,7 л H_2 в случае LiH. **76.** 500 л. **77.** 7,45% KCl, 9,5% $MgCl_2$. **78.** 100 мл. **79.** 10,02 г $Ba_3(PO_4)_2$. **80.** 80 мл. **81.** 94%. **82.** 6,8%. **83.** n = 7, 4,67 г $BaSO_4$. **84.** ΔH° [$Mg(NO_3)_2$] = −790 кДж/моль, ΔG°_{298} = 244 кДж (нет), ΔG°_{800} = −203 кДж (да). **85.** +114 кДж. **86.** 4 т $Ca(OH)_2$. **87.** 91,7%. **88.** 81%. **89.** $MgCO_3$, 267 м^3 CO_2. **90.** $CaCl_2$. **91.** 0,0003 моль/л. **92.** 0,008 моль/л. **93.** 0,01 моль/л. **94.** 0,305 л раствора Na_2CO_3. **95.** 49,45 г. **96.** 0,0134 моль/л. **97.** 423,28 г. **98.** 21,62 ммоль/л ионов Ca^{2+}. **99.** 33,15 л.

РАЗДЕЛЫ 19—20. **1.** 2,25 моль, $1,35 \cdot 10^{24}$ электронов. **2.** $6,21 \cdot 10^{19}$ ионов Na^+, $2,07 \cdot 10^{19}$ ионов $[AlF_6]^{3-}$. **3.** $(AlBr_3)_2$, или Al_2Br_6. **4.** 30,48%. **5.** 50% (масс.), 20% (мольн.). **6.** 84,73%. **7.** 73% Mg, 0,1 моль NaOH. **8.** 0,04 моль. **9.** 43%. **10.** 3,33 моль, 90 г. **11.** 321,5 г $Al_2(SO_4)_3$, 435,4 г K_2SO_4. **12.** 19 г. **13.** 2,86. **14.** 0,8 моль $AlCl_3$, 0,6 моль CH_4. **15.** 10 кмоль Al на катоде, 7,5 кмоль O_2 на аноде. **16.** 160,7 г Al. **17.** 112,5 г. **18.** 52 г $Al(OH)_3$, 22,4 л H_2S. **19.** 300 мл (раствор); 12,825 г (2,34 г $Al(OH)_3$ + 10,485 г $BaSO_4$). **20.** 4,275 г (3,495 г $BaSO_4$ + 0,78 г $Al(OH)_3$). **21.** 692 г. **22.** −745 кДж/моль. **23.** 36 682 кДж. **24.** 15,3 кг. **25.** Mn_2O_7, MnO_2. **26.** а) Нет, 15,7 FeS; б) да. **27.** 150 кДж. **28.** В 10 раз меньше. **29.** Fe_2O_3. **30.** 24 л H_2. **31.** 24,14% Fe^{II}, 48,28% Fe^{III}. **32.** 65% (масс.) Cr, 33% (мольн.) Fe. **33.** 14,29% Fe^{2+}, 9,18% NH_4^+, 48,98% SO_4^{2-}. **34.** В гематите, 30% кислорода. **35.** 33%. **36.** 63. **37.** 94,89% Fe. **38.** 54 мл KOH, 1,43 г FeO(OH). **39.** а) 8,78 г; б) 6,03 г $MnSO_4 \cdot 5H_2O$. **40.** 0,25М. **41.** $FeCl_3$. **42.** а) 1,47; б) 5,8; в) 2,48. **43.** 14 л H_2. **44.** 40,2 мл $FeCl_3$, 0,0004 моль KI. **45.** 5,67 мл. **46.** 0,06 моль, 3,85 г. **47.** 2,01 г (0,64 г S + 1,37 г $Cr(OH)_3$). **48.** 0,05 моль MnO_2. **49.** 73,4 л. **50.** 325 г $KCr(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$. **51.** Увеличится на 0,16 г. **52.** $2,3 \cdot 10^4$ м^3 SO_2, 82,7 т Fe_2O_3. **53.** 30,4 г Cr_2O_3, 4,48 л N_2. **54.** 58,2 г K_2CrO_4.

РАЗДЕЛЫ 22—24. **1.** C_3H_8. **2—3.** C_2H_6. **4.** $CH_3C(CH_3)_2CH(CH_3)CH_3$, 2,2,3-триметилбутан. **5.** C_3H_8. **6.** C_4H_{10}. **7.** 2,97. **8.** 62,72 л. **9.** 448 л CO_2, 720 г H_2O. **10.** 22,4 л O_2, 40,5 г $Ca(HCO_3)_2$. **11.** C_3H_6, циклопропан. **12.** C_4H_8. **13.** 71,72% Cl, 3,3 (по этану). **14.** 113,4 л. **15.** 21,2 моль. **16.** Возможные газы — N_2, CO, C_2H_4. **17.** 14, а) N_2, б) C_2H_4. **18.** Пентен, C_5H_{10}, D_{H_2} = 35. **19.** 4,9 л. **20.** 160,16 л. **21.** 4,48 л. **22.** n = 4, 0,31 моль $C_4H_6Cl_2$. **23.** 42 г/моль, C_3H_6. **24.** C_3H_6. **25.** 354 г $C_nH_{2n}Br_2$. **26.** 65%. **27.** 4,16 г. **28.** 25,2 г $C_2H_4Br_2$. **29.** 1,12 л. **30.** 0,05 моль C_2H_5OH, pH = 2 (за счет H_2SO_4). **31.** 20 л. **32.** 67,6 кг. **33.** 1,5 моль, 2,3-диметилбутан. **34.** C_3H_7OH. **35.** 8,4 л. **36.** 527 л C_2H_2. **37.** 11,2 л C_2H_2. **38.** 10 г. **39.** 50 л. **40.** C_2H_2. **41.** 267,9 г $CaCO_3$. **42.** 400 л (100 г C_2H_2 + 300 л H_2). **43.** 34,3 мл. **44.** 85%. **45.** 1203 л. **46.** 94,08 л. **47.** 37,8 л H_2. **48.** 49,7%. **49.** 9,36 г C_6H_6. **50.** 206 мл.

РАЗДЕЛЫ 25—27. **1.** 8,45М. **2.** 28 л O_2, 0,83 моль CO_2, 1,04 моль H_2O. **3.** 134,4 л. **4.** 135 л CO_2. **5.** Этанол. **6.** 1,12 л H_2. **7.** 60 г/моль, C_3H_7OH. **8.** 3%. **9.** 0,02 моль/л. **10.** 2,3 г Na, 97,8 г C_2H_5OH. **11.** Пропанол-2. **12.** 23,4 л C_2H_4. **13.** 35,1%. **14.** 100,44 мл. **15.** Метанол. **16.** 6,2 г. **17.** $C_2H_4(OH)_2$. **18.** 25% (мольн.), 40,5% (масс.). **19.** 20 г. **20.** 62,2 г. **21.** $C_6H_5CH_3$. **22.** 324 л (по 108 л CH_4, CO, H_2). **23.** HC(H)O, метаналь. **24.** 160 л. **25.** $C_2H_5C(H)O$ (пропаналь). **26.** 20 г C_3H_7OH, 0,2 моль $C_2H_5C(H)O$. **27.** 1903 мл. **28.** 875 моль. **29.** 14 г. **30.** 0,5 моль HC(H)O, 0,25 моль $CH_3C(H)O$. **31.** 5,59 г $CH_3C(H)O$. **32.** $CH_3C(H)O$. **33.** Пропанол-1, пропаналь. **34.** 58, CH_3—CO—CH_3 (пропанон-2, или ацетон). **35.** 1 моль. **36.** 299 м^3. **37.** 8,08 м^3. **38.** 95,1 г. **39.** 48,7 м^3 CO. **40.** 44,8 л C_2H_2. **41.** 30,5 г. **42.** CH_3COOH. **43.** n = 2, x = 3. **44.** 0,6 моль $Na(C_3H_7COO)$; пропан. **45.** 4%. **46.** 1,2%. **47.** 120 г. **48.** 75% $CH_3COOC_2H_5$. **49.** 653 мг, бензилформиат. **50.** Метилацетат CH_3COOCH_3, этилформиат $HCOOC_2H_5$. **51.** [—$CH_2OC(H)O$]$_2$. **52.** 70 кг. **53.** 4,92 м^3. **54.** 224 л CO_2. **55.** 0,5 моль. **56.** 40 моль. **57.** 80%. **58.** 256,5 г. **59.** 138,5 г. **60.** 28%. **61.** 57,5 г. **62.** 24,6 мл $C_6H_5NH_2$. **63.** $1 \cdot 10^{24}$ молекул. **64.** 246 г $C_6H_5NO_2$. **65.** 108,31 л (воздух), 15,12 л (10,08 л CO_2 + 5,04 л N_2). **66.** CH_3NH_2 (метиламин). **67.** $C_2H_5NH_2$ (этиламин). **68.** 46,6% C, 8,7% H, 31,1% O, 13,6% N. **69.** 2,67 г. **70.** 0,8 моль $[NH_3CH_2COOH]^+Cl^-$. **71.** $NH_2CH_2COOCH_3$ (метилглицинат). **72.** 4,79 мл.

3. ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЕ ЗАДАЧИ

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

1. Хлор количеством 0,09 моль полностью растворили в 1 л воды. Рассчитайте молярную концентрацию (моль/л) продуктов, если степень протекания реакции равна 30%.

2. Колбу с 80 г хлорной воды выдерживают длительное время на свету и собирают газ объемом 2 л (н. у.). Найдите массовую долю (в %) растворенного вещества в конечном растворе.

3. Газ, полученный при взаимодействии 2,4 г оксида марганца(IV) с соляной кислотой, использовали для реакции с избытком водорода; весь объем (при н. у.) газообразного продукта растворили в равном объеме воды. Определите массовую долю (в %) растворенного вещества в конечном растворе. Объем раствора принять равным объему воды.

4. Проведен электролиз 2 кг NaCl в водном растворе. Рассчитайте суммарный объем (в литрах, н. у.) полученных газов, если практический выход равен 50% (исходный раствор содержал больше NaCl, чем израсходовано).

5. Рассчитайте массовое отношение хлорида калия и хлорида кальция, если взяты их растворы (плотность обоих растворов 1,02 г/мл) с одинаковой молярной концентрацией анионов. Найдите также массовую долю (в %) анионов в обоих растворах.

6. В 1 л воды растворили 75 л (н. у.) бромоводорода, раствор разделили пополам. В первую половину добавили 2,98 моль гидроксида калия и довели водой до объема 100 л. Во вторую половину внесли 1,74 моль гидроксида бария и разбавили водой до объема 200 л. Рассчитайте значения pH конечных растворов.

7. В 100 л воды растворили 250 л (н. у.) хлороводорода, добавили 9 моль гидроксида калия. Найдите:

а) массовую долю хлороводорода в исходном растворе;

б) значение pH конечного раствора (его объем принять равным объему воды).

8. Из 500 г раствора с одинаковыми массовыми долями хлорида и бромида калия полностью осаждают анионы, используя 500 мл 4%-ного раствора нитрата серебра(I) плотностью 1033 г/л. Рассчитайте значение массовой доли (в %) хлорида калия в исходном растворе.

9. Обработали 55,9 г смеси твердых фторида и хлорида калия избытком концентрированной серной кислоты при кипячении. Получили 18,62 л (н. у.) газообразных продуктов. Вычислите массу (в граммах) хлорида в исходной смеси.

10. Взяты две порции по 10 мл смеси хлоро- и бромоводородной кислот. В первую порцию вносят карбонат калия до прекращения выделения газа, собранный объем которого составил 33,6 мл (н. у.). Во вторую порцию добавляют нитрат серебра(I) до прекращения выпадения осадка, масса которого оказалась равной 0,474 г. Установите мольное отношение хлоро- и бромоводорода в исходной смеси.

11. Рассчитайте объем (мл) воды, затраченный на приготовление насыщенного холодного раствора газа, выделившегося после обработки 58,5 г хлорида натрия избытком серной кислоты при кипячении. Коэффициент растворимости газа равен 82,3 г/100 г воды при 0 °С.

12. Порцию дихромата калия массой 5,88 г обработали избытком соляной кислоты. Определите объем (в литрах, н. у.) газа, полученного в результате полного протекания реакции.

13. Раствор, содержащий 12,75 г нитрата серебра(I), смешали с 42 мл 15%-ного раствора хлорида натрия (плотность раствора 1109 г/л). Осадок отфильтровали. Рассчитайте суммарную массу (в граммах) веществ, оставшихся в фильтрате.

14. Разложение 15,38 г бертоллетовой соли на катализаторе привело к образованию KCl и некоторого объема газа, который затратили полностью на сжигание серы. Получено 3,89 л (н. у.) SO_2. Определите практический выход (в %) газа в первой реакции.

15. Раствор иодноватой кислоты объемом 500 мл и молярностью 0,2 поглощает 5,6 л (н. у.) иодоводорода. Найдите массу (в граммах) осадка, выпавшего после полного протекания реакции.

16. Раствор, содержащий 0,01 моль перманганата калия, обработали раствором избытка пероксида водорода, подкисленным серной кислотой. Рассчитайте объем (л, н. у.) газа, собранного после окончания реакции.

17. Порцию пероксида натрия обработали избытком разбавленной серной кислоты. Рассчитайте взятую массу (в граммах) порции, если по окончании реакции собрали 5,6 л газа (н. у.).

18. Пероксид натрия количеством 0,25 моль полностью реагирует с водой, взятой в избытке. Реакционную смесь затем кипятят до окончания выделения газа. Рассчитайте массу (в граммах) продукта, оставшегося в растворе, и объем газа (в литрах, н. у.).

19. Рассчитайте необходимые для реакции массу (в граммах) сульфида железа(II) и объем (мл, с двукратным избытком) 10%-ной хлороводородной кислоты (плотность 1050 г/л), чтобы при пропускании продукта-газа через раствор нитрата свинца(II) получить 105,16 г осадка.

20. Раствором избытка перманганата калия полностью поглощают 6,72 л (н. у.) сероводорода. Рассчитайте массу (в граммах) выпавшего осадка.

21. Газообразный продукт взаимодействия меди с концентрированной серной кислотой поглощается раствором хлорида бария, насыщенным аммиаком. Выпадает 75,95 г осадка. Какова масса (в граммах) прореагировавшей меди?

22. Диоксид серы растворили в воде, добавили избыток бромной воды, а затем избыток нитрата бария. Осадок отфильтровали и высушили. Масса осадка 1,165 г. Рассчитайте объем (в литрах, н. у.) растворенного диоксида серы.

23. Газ, полученный в реакции между медью и концентрированной серной кислотой, полностью поглощен раствором гидроксида натрия. Образовалось 430 мл 0,14М раствора кислой соли. Определите количество прореагировавшей меди (моль) и ее массу (в граммах).

24. Сжигают сероводород в избытке кислорода, конденсируют воду, наблюдают уменьшение объема газовой смеси на 67,2 л (н. у.). После пропускания смеси через 800 мл 40%-ного раствора гидроксида калия (плотность раствора 1,4 г/мл) на выходе обнаружен только кислород. Определите массу (в граммах) соли, образовавшейся в растворе.

25. Сернистый газ растворили в воде, добавили по каплям бромную воду до появления окраски, а затем раствор избытка хлорида бария. Масса конечного осадка составила 46,6 г. Определите объем (в литрах, н. у.) растворенного газа.

26. На смесь карбоната и сульфита натрия (общая масса 82,7 г) действуют избытком соляной кислоты. Выделившуюся смесь газов пропускают через склянку с избытком бромной воды. На выходе собрано 6,16 л газа (при н. у.). Определите массы (в граммах) исходных солей, количество (моль) хлороводорода в израсходованной соляной кислоте и количество каждого продукта реакции (моль) с бромной водой.

27. После поглощения водой продукта каталитического окисления 291,2 л (н. у.) диоксида серы приготовлен 59%-ный раствор. Установите объем (мл) воды, взятой для опыта.

28. Смешали и прокипятили 50 г 50%-ного раствора нитрита калия и 40 мл 5,3М раствора хлорида аммония. Рассчитайте объем (в литрах, н. у.) газа, собранного после окончания реакции.

29. Магний нагревают в атмосфере азота, спёк обрабатывают водой, осадок отфильтровывают, к фильтрату добавляют (по каплям) 110 мл 0,4М раствора перманганата калия до появления фиолетовой окраски. Найдите массу (в граммах) магния, вступившего в реакцию.

30. Аммиак количеством 10 кмоль перевели в конечный продукт по схеме (все стадии протекают количественно):

$$NH_3 \longrightarrow NO \longrightarrow NO_2 \xrightarrow{O_2,\ H_2O} \ldots$$

Вычислите объем (в литрах) конечного раствора плотностью 1,38 г/мл и массовой долей конечного продукта, равной 63%.

31. Смесь сульфата аммония и нитрата натрия в мольном соотношении 1 : 2 прокалили до постоянной массы сухого остатка, равной 28,4 г. Рассчитайте массу (в граммах) исходной смеси и «содержание» оксидов (в %, по массе) в сухом остатке.

32. Некоторое азотсодержащее органическое вещество массой 100 г разлагают кипячением с серной кислотой. Образующийся гидросульфат аммония обрабатывают едким натром и отгоняют газ в колбу с 200 мл 1М хлороводородной кислоты. Избыток кислоты нейтрализуют, используя 40 мл 2М раствора едкого натра. Рассчитайте массовую долю (в %) азота в исходном веществе.

33. Аммиак объемом 11,2 $м^3$ (н. у.) в смеси с избытком кислорода пропускают над нагретым катализатором, добавляют еще одну порцию кислорода и газовую смесь поглощают водой объемом 12,5 л. Определите массовую долю (в %) конечного продукта в растворе.

34. Через раствор, содержащий 35 г гидроксида бария, пропустили 28 л газовой смеси, содержащей 28% (по объему) диоксида азота (остальное — воздух). Весь диоксид азота поглотился, конечный раствор выпарили, твердый остаток высушили. Определите массовую долю (в %) каждого компонента этого остатка.

35. В закрытом сосуде при T = const установилось состояние равновесия в реакции

$$2NO + O_2 \rightleftarrows 2NO_2$$

с молярными концентрациями 0,06, 1,6 и 0,24 моль/л соответственно. Рассчитайте значение константы равновесия, определите начальные концентрации реагентов (моль/л).

36. Смесь газов, образовавшуюся после термического разложения 53 кг нитрата свинца(II), полностью поглощают 50 л горячей воды. Рассчитайте массовую долю (в %) продукта в конечном растворе.

37. Установите, одинаковыми ли (да, нет) будут израсходованные количества (моль) азотной кислоты и объемы (мл) ее растворов, если для перевода в раствор 3,24 г серебра использовать в одном случае 63%-ный раствор кислоты, а в другом — 15%-ный плотностью 1380 и 1085 г/л соответственно. Ответ подтвердите расчетом.

38. Смесь цинка и оксида цинка(II) обработали очень разбавленной азотной кислотой, раствор выпарили досуха, сухой остаток прокалили, продукты охладили до комнатной температуры. Получили 35,84 л (н. у.) газообразных продуктов и 48,6 г сухого остатка. Определите мольную долю (в %) цинка в исходной смеси.

39. Газ, полученный при взаимодействии 28,14 г ртути с концентрированной азотной кислотой, поглощен 80 мл 16%-ного раствора едкого натра (плотность раствора 1250 г/л). Определите массовые доли (в %) веществ в конечном растворе.

40. Порцию нитрата свинца(II) массой 9,94 г прокалили. Рассчитайте суммарный объем (в литрах, н. у.) газообразных продуктов.

41. Требуется приготовить 17 г нитрата натрия. В распоряжении имеются сульфат аммония, перманганат калия и гидроксид натрия (а также вода и катализатор). Рассчитайте необходимые массы (в граммах) указанных реагентов — двух солей и щелочи.

42. Прокалили 54,5 г смеси нитратов натрия и меди(II). Газообразные продукты пропустили через 178,4 мл горячей воды, на выходе собрали 2,24 л (н. у.) газа. Вычислите массовую долю (в %): а) вещества в полученном растворе, б) нитрата натрия в исходной смеси. Все реакции протекают количественно.

43. В результате термического разложения образца некоторой соли получены продукты — вода (16,2 мл) и несолеобразующий оксид азота (10,08 л при н. у., плотность по воздуху 1,517). Установите химическую формулу соли и массу (в граммах) образца.

44. Получены два газа: первый — из 22,4 г меди и разбавленной азотной кислоты, второй — при термическом разложении бертоллетовой соли на катализаторе. Газы смешали, конечный объем 7,95 л (н. у.). Вычислите израсходованную массу (в граммах) бертоллетовой соли, если степень ее разложения была 65%.

45. Требуется синтезировать 30 г PCl_5, исходя из красного фосфора, гипохлорита кальция и соляной кислоты. Составьте уравнения реакций и рассчитайте массы (в граммах) исходных твердых реактивов.

46. Фосфид кальция (количество вещества 0,14 моль) полностью гидролизуется водой, выделившийся газ сгорает в кис-

лороде, продукт сгорания химически растворяется в воде, объем раствора доводится водой до 4 л. Найдите молярность конечного раствора.

47. Нагревают 50,57 г смеси красного фосфора и бертоллетовой соли, добавляют воду, затем гидрат аммиака и хлорид магния. Выпадает 52,06 г ортофосфата аммония-магния. Определите массовую долю (в %) бертоллетовой соли в исходной смеси.

48. Сжигают 12,39 г красного фосфора на воздухе, продукт вносят в 214 мл 23,7%-ного раствора гидроксида натрия (плотность раствора 1260 г/л). Рассчитайте массовую долю (в %) соли в конечном растворе.

49. Фосфор, выделенный из 62 г ортофосфата кальция, сожжен в кислороде. Продукт введен в 400 мл 1,5М раствора едкого натра. Определите массы (в граммах) образовавшихся солей.

50. При сгорании 4,48 л (н. у.) фосфорсодержащего вещества в кислороде образовалась ортофосфорная кислота, к которой добавили 785 мл 2%-ного раствора гидроксида натрия (плотность раствора 1020 г/л). Установите:

а) химическую формулу исходного вещества;

б) массовую долю (в %) соли в конечном растворе.

51. Образец графита массой 0,4 г прокипятили с избытком концентрированной азотной кислоты. Полученная смесь газов пропущена через насыщенный раствор гидроксида кальция, выпавший осадок отфильтровали и высушили. Установите массу (в граммах) этого осадка.

52. Рассчитайте плотность (г/л) газовой смеси при н. у., содержащей равные массы азота и углекислого газа. Определите также массу (в граммах) продукта, полученного после медленного пропускания 2 л газовой смеси через 100 г 28%-ного раствора едкого натра.

53. При обработке 20%-ной хлороводородной кислотой (плотность 1,1 г/мл) смеси средней и кислой калиевых солей угольной кислоты (общая масса смеси 109,5 г) выделилось 22,4 л (н. у.) газа. Рассчитайте минимально необходимый для реакции объем (мл) кислоты и массовый состав (в %) смеси солей.

54. Прокаливание эквимолярной смеси карбонатов $(M^+)_2CO_3$ и $(M^{2+})CO_3$ дает сухой остаток, имеющий в 3,5 раза меньшую массу, чем исходная смесь. Объем выделившихся газов уменьшается в равной степени при барботировании через раствор щелочи и раствор кислоты (растворимость газов в воде не учитывается). Определите химические формулы катионов M^+ и M^{2+}.

55. Установите, какой объем (мл) 20%-ного раствора гидроксида натрия (плотность раствора 1220 г/л) надо взять, считая на 50%-ный избыток, для реакции с кремнием (переходит в ортосиликат-ион), чтобы выделяющегося газа хватило на синтез 12 г гидрида лития.

56. Смесь аморфных кремния и диоксида кремния (содержит 5,8% инертных примесей) прокипятили в растворе едкого натра до полного перехода этих веществ в раствор, примеси отфильтровали. Собрали 336 л газа (при н. у.). К фильтрату добавили избыток соляной кислоты, выпал студенистый осадок. После высушивания его масса составила 930 г. Найдите массу (в граммах) исходной смеси.

57. Некоторое вещество с молярной массой 108 г/моль окрашивает пламя газовой горелки в темно-красный цвет, реагирует с водой и соляной кислотой, выделяя газ с неприятным запахом. Плотность газа по воздуху 1,104. Газ самовоспламеняется на воздухе, образуя твердое тугоплавкое вещество с молярной массой 60 г/моль, не реагирующее с водой и кислотами (кроме плавиковой). О каком исходном веществе идет речь? Составьте уравнения всех описанных реакций.

58. Две равные по массе порции смеси кремния с графитом обработаны: первая — горячим концентрированным раствором щелочи, вторая — кипящей концентрированной азотной кислотой. Собрано 6,72 л и 16,8 л (н. у.) газов соответственно. Рассчитайте атомное отношение элементов в исходной смеси.

59. Сжигая смесь метана и силана в избытке кислорода, получают твердый остаток массой 12 г и газ, который (после конденсации воды) поглощают раствором избытка едкого натра. При этом образуется вещество массой 63,6 г. Определите суммарный объем (в литрах, н. у.) исходной смеси.

60. Газовая смесь объемом 6,72 л (н. у.), содержащая эквимолярные количества диоксидов углерода, азота и серы, поглощается 175 г 22%-ного раствора едкого натра. Вычислите массовые доли (в %) всех электролитов в конечном растворе.

61. В сосуд с избытком оксида свинца(II) добавляют азотную кислоту и 200 мл 0,1М раствора иодида калия, смесь кипятят. Рассчитайте уменьшение массы (в граммах) исходного соединения свинца после окончания реакции. Иодид-ион переходит в иодат-ион.

62. В раствор, приготовленный из 2,1 г смеси хлоридов калия и натрия, добавили 8,5 г нитрата серебра(I), а затем опустили медную пластину. В раствор перешла медь количеством 0,01 моль. Определите:

а) массовую долю (в %) хлорида калия в исходной смеси;

б) изменение массы (в граммах) пластины.

63. Электролиз 10%-ного водного раствора сульфата меди(II) на инертных электродах проводился до тех пор, пока массовая доля растворенного вещества в конечном растворе не стала равной 12%. Вычислите расход (в граммах) воды в этом процессе, если было взято 100 г исходного раствора.

64. Проведен электролиз раствора 52 г нитрата металла в степени окисления (+II), на аноде выделилось 2,8 л газа (при н. у.). Продукт на катоде — металл, который не вытесняет водород из разбавленных кислот, но может вытеснить ртуть из водных растворов ее солей. Масса раствора после электролиза составила 200 г. Установите, о каком металле идет речь, а также вычислите массовую долю (в %) нитрата в исходном и конечном растворах.

65. Смесь перманганата калия и красного фосфора в мольном отношении 5 : 2 нагревают, добавляют избыток воды. Образуется 0,4 моль фосфорсодержащего продукта. Установите массу (в граммах) исходной смеси.

66. Определите, какое количество (моль) дихромата аммония надо прокалить, чтобы собрать некоторый объем газа (при н. у.), равный объему того же газа, выделяющегося при прокаливании 19,2 г нитрита аммония.

67. При термическом разложении 395 г иодида некоторого металла MI_n ($n > 1$) получено 60 г металла. О соли какого металла идет речь?

68. Технический титан очищают иодидным способом. Иодид титана(IV) при нагревании разлагается, давая чистый металл:

$$TiI_{4(г)} \rightleftarrows Ti_{(т)} + 2I_{2(г)},\ K_c = 0{,}86$$

Рассчитайте количество (кмоль) и массу (кг) образующегося титана, если начальная концентрация иодида была 2 кмоль/м^3, а объем реактора составляет 10 м^3.

69. Сплав натрия с калием общей массой 17 г осторожно обработан избытком воды. Собрано 6,72 л газа (при н. у.). Рассчитайте атомное отношение элементов в сплаве.

70. Смесь оксида натрия (0,1 моль) и пероксида натрия обработали горячей серной кислотой и собрали 7,84 л (н. у.) газа. Определите мольную долю (в %) оксида в исходной смеси.

71. Смесь поташа и едкого кали обработали избытком серной кислоты, образовалось 21,6 г воды и 8,96 л (н. у.) газа. Рассчитайте массовую долю (в %) поташа в исходной смеси.

72. К 50 мл 36,5%-ной соляной кислоты плотностью 1,18 г/мл добавляют по каплям 50%-ный раствор гидроксида натрия до pH = 7, смесь охлаждают до 10 °С (коэффициент растворимости продукта 35,7 г/100 г H_2O). Выпадет ли (да, нет) осадок? Ответ подтвердите расчетом.

73. В мерной колбе объемом 1 л растворили 1,12 г технического едкого кали. На титрование (до pH = 7) 100 мл этого раствора пошло 96 мл 0,01М серной кислоты. Найдите степень чистоты (в %, по массе) щелочи. Примеси считать инертными.

74. После пропускания через раствор едкого натра 40 л (н. у.) технического газа, содержащего диоксид углерода, образовались средняя и кислая соли в мольном отношении 1 : 2 и с общей массой 68,5 г. Рассчитайте объемную долю (в %) CO_2 в техническом газе. Остальные компоненты газа со щелочью не реагируют.

75. На чашках весов уравновешены стаканы. В стакан на левой чашке поместили 13,8 г поташа, в стакан на правой чашке — 13,8 г кальцинированной соды. В левый стакан прилили 50 г 10%-ной серной кислоты, в правый — 50 г 10%-ной азотной кислоты. Изменится ли (да, нет) положение чашек весов? Если ответ положительный, укажите направление изменения.

76. Найдите массу (кг) пероксида натрия, затраченного на полную регенерацию 100 $м^3$ воздуха (20 °С, 1 атм), в котором содержится 2% (по объему) углекислого газа. Молярный объем газа в этих условиях равен 24,04 л/моль.

77. При электролизе расплава 21,6 г вещества на аноде выделяется 1,35 моль водорода. Равное количество водорода получается при обработке водой 10,8 г того же вещества. Установите химическую формулу данного вещества.

78. К раствору, оставшемуся после проведения электролиза 89,76 г 16,6%-ного раствора хлорида калия, добавлено 50 г 19,6%-ной ортофосфорной кислоты. Вычислите массу (в граммах) образовавшейся соли.

79. Проведен электролиз 200 мл 15%-ного раствора хлорида калия (плотность раствора 1,14 г/мл). Рассчитайте:

а) массовую долю (в %) вещества в конечном растворе;

б) объем газа (н. у.), который можно получить из продуктов электролиза на катоде и на аноде.

80. Составьте уравнения реакций для цепи превращений:

$$Na \longrightarrow Na_2O_2 \longrightarrow NaOH \longrightarrow Na_2SO_4$$

и рассчитайте массу (в граммах) израсходованного натрия, если получено 272 г конечного продукта с практическим выходом 56%.

81. В галогениде некоторого металла IIA-группы массовая доля галогена равна 64,59%, а в оксиде того же металла массовая доля кислорода составляет 15,44%. Установите формулы оксида и галогенида.

82. Прокалили смесь равных количеств (моль) гидроксида и карбоната металла IIA-группы. Масса твердого остатка меньше массы исходной смеси в 1,775 раза. К этому остатку добавляют в 10 раз большую массу 5%-ной серной кислоты. Рассчитайте массовую долю (в %) продукта последней реакции в растворе.

83. Нитрид металла IIA-группы массой 0,8973 г обработан водой, продукты реакции полностью прореагировали с хлороводородом, для чего потребовалось 48,5 мл 1М хлороводородной кислоты. Установите химический символ металла.

84. При длительном кипячении в воде смеси продуктов сгорания 5,28 г магния на воздухе собрано 2,69 л газа (при н. у.). Вычислите мольные доли (в %) продуктов в смеси.

85. Рассчитайте тепловой эффект процесса (кДж)

$$MgCO_3 + 2C(графит) = Mg + 3CO \pm Q$$

а) по данным для частных реакций:

$$MgCO_3 = MgO + CO_2 - 102 \text{ кДж}$$

$$CO_2 + C(графит) = 2CO - 173 \text{ кДж}$$

$$MgO + C(графит) = Mg + CO - 491 \text{ кДж}$$

б) по энтальпиям образования реагентов и продуктов процесса.

86. Смесь дигидроортофосфата натрия и ортофосфорной кислоты общей массой 35,1 г прокипятили с известковым молоком, в реакцию вступило 35,52 г гашеной извести. Определите:

а) массовую долю (в %) соли натрия в исходной смеси;

б) количество (моль) выпавшего осадка.

87. Для нейтрализации 300 мл 0,1М серной кислоты израсходовано 2,68 г смеси карбонатов кальция и магния. Рассчитайте массовую долю (в %) соли кальция в смеси.

88. К смеси гидроксида, карбоната и сульфата кальция общей массой 62 г добавили избыток хлороводородной кислоты. Не перешло в раствор 27,2 г смеси, выделилось 4,48 л газа (при н. у.). Установите массовые доли (в %) веществ в исходной смеси.

89. Временная жесткость природной воды равна 10 ммоль/л. При кипячении 60 г воды выпало 57,12 г осадка. Определите атомное отношение катионов магния и кальция в природной воде.

90. Провели полное термическое разложение кристаллогидрата $MCO_3 \cdot nH_2O$. Газообразные продукты пропустили через склянки с концентрированной серной кислотой и известковой водой. В первой склянке масса возросла на 1,35 г, во второй выпал осадок массой 1,5 г. Сухой остаток от разложения оказался состоящим на 40% (по массе) из кислорода. Установите точную формулу кристаллогидрата.

91. При прокаливании на воздухе смеси кальция, оксида и карбоната кальция общей массой 2,31 г выделилось 0,168 л газа (при н. у.). Масса сухого остатка 2,1 г. Вычислите массовые доли (в %) веществ в исходной смеси.

92. Определите, какой объем (мл) 20%-ного раствора едкого натра (плотность раствора 1220 г/л) требуется для извлечения всего алюминия в раствор из 500 г его смеси с медью, если при действии хлороводородной кислоты на 5 г этой смеси выделилось 3,36 л газа (при н. у.).

93. В 500 мл раствора, содержащего сульфаты магния, цинка(II) и никеля(II) с концентрацией по 0,1 моль/л, введен алюминий массой 0,8 г. Найдите массу (в граммах) осадка после окончания реакции.

94. Смесь меди и алюминия общей массой 10 г обработана разбавленной азотной кислотой. Собрано 4,48 л газа (при н. у.). Установите массовую долю (в %) меди в смеси.

95. Смесь серебра и алюминия общей массой 2,12 г обработали концентрированным раствором гидроксида калия. Твердый остаток химически растворили в разбавленной азотной кислоте, раствор выпарили и сухой остаток прокалили в тигле. Привес в тигле составил 0,84 г. Вычислите массовую долю (в %) алюминия в исходной смеси.

96. Проводят электролиз расплава 960 г смеси гидрида натрия, фторида алюминия и хлорида магния. На катоде собрано 67,5 г продукта, на аноде — 84 л газа (при н. у.). Установите массовый состав (в %) начальной смеси.

97. К раствору, содержащему по 0,5 моль нитратов алюминия и железа(III), добавили 1,3 л 15%-ного раствора гидроксида калия (плотность раствора 1140 г/л). Выпавший осадок прокалили до постоянной массы. Рассчитайте массу (в граммах) сухого остатка.

98. Проводят обжиг пирита, получают 1 т твердого продукта. Найдите взятую массу (в тоннах) пирита со степенью чистоты 56% (по массе, примеси инертны), а также объем (мл) 22%-ной хлороводородной кислоты с плотностью 1,11 г/мл, затраченной на перевод в раствор 28 г твердого продукта обжига.

99. Смесь сульфатов железа(II) и железа(III) общей массой 20 г прореагировала с 3,16 г перманганата калия в кислом растворе объемом 1 л. Определите:

а) массовую долю (в %) соли железа(III) в смеси;

б) молярную концентрацию (моль/л) железосодержащей соли в конечном растворе.

100. Железный купорос $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ массой 33,36 г внесли в раствор, содержащий по 0,12 моль серной кислоты и перманганата калия, затем добавили избыток щелочи, осадок отфильтровали и прокалили. Определите массу (в граммах) сухого остатка.

101. Гексагидрат нитрата железа(III) массой 7 г прокалили, твердый остаток полностью перевели в раствор с помощью серной кислоты, объем раствора довели до 1 л. Рассчитайте молярность приготовленного раствора.

102. После окончания реакции между железом массой 7 г и разбавленной серной кислотой объем раствора довели до 3,5 л. Определите молярную концентрацию (моль/л) соли железа в конечном растворе. Затем раствор выпарили (в инертной атмосфере), при этом образовался кристаллогидрат той же соли с массовой долей воды 45,32%. Установите формулу кристаллогидрата и его массу (в граммах).

103. Некоторый металл массой 22,85 г прореагировал с концентрированной серной кислотой. Получены соль металла со степенью окисления (+II) и газ объемом 7,997 л (н. у.), в котором массовая доля серы равна 50% (остальное — кислород). О каком металле идет речь?

104. В 200 мл раствора, содержащего нитраты свинца(II) и серебра(I) с концентрацией по 0,1 моль/л, введен избыток железа. Как изменится масса (в граммах) осадка?

105. Смесь железа и магния массой 18,4 г полностью прореагировала с газом — продуктом электролиза 324 г 25%-ного

раствора $CuCl_2$. Рассчитайте массовую долю (в %) железа в исходной смеси.

106. Железо может реагировать с хлором двояко: образуя хлорид железа(II) и хлорид железа(III). По расчету ΔG°_{298} установите, какой из хлоридов будет преимущественно получаться. Рассчитайте также, какой объем (в литрах, н. у.) хлора потребуется для синтеза 812,5 г этого продукта и какая масса (в граммах) оксида марганца(IV) необходима для получения требуемого объема хлора из соляной кислоты.

107. Минерал *хромит* $(Cr_2Fe)O_4$ массой 1 т (примеси отсутствуют) сплавляют с содой на воздухе. Образующуюся хромсодержащую соль выщелачивают водой, раствор фильтруют, подкисляют и выпаривают. Получают дигидрат этой соли. Определите массу (кг) полученного кристаллогидрата, если практический выход процесса равен 42,5%.

108. При взаимодействии $FeCl_2$ в растворе (объемом 1,25 л) с гидроксидом натрия образуется 18 г гидроксида железа(II), который после пропускания воздуха через горячую суспензию переходит в метагидроксид железа $FeO(OH)$. Определите массу (в граммах) конечного продукта и молярную концентрацию (моль/л) в исходном растворе $FeCl_2$.

109. Газообразный продукт, полученный при полном восстановлении оксида железа(III) с помощью угарного газа, поглощен 240,35 мл 15%-ного раствора едкого натра плотностью 1165 г/л. Определите расход (в литрах, н. у.) угарного газа, считая на 100%-ный избыток, и массу (в граммах) образовавшейся соли.

110. В 310 мл 0,03М раствора перманганата серебра(I), подкисленного серной кислотой, пропускают ток водорода до обесцвечивания раствора. На внутренней поверхности колбы образуется пленка («серебряное зеркало»). Установите минимально затраченный объем (мл, н. у.) газа и массу (в граммах) «зеркала».

111. Образец сплава *ферромарганец* массой 2,25 г, содержащий 6,54% (по массе) графита, обрабатывают избытком хлората калия в азотнокислой среде. Осадок оксида марганца(IV) отфильтровывают и вносят в 650 мл подкисленного раствора сульфата железа(II). Весь осадок переходит в раствор. На реакцию с непрореагировавшим сульфатом железа(II) затрачивают 56,7 мл 0,017М раствора дихромата калия. Установите массовую долю (в %) железа в исходном образце.

112. При прокаливании с коксом минерала *хромит* $(Cr_2Fe)O_4$ образуется сплав железа с хромом (*феррохром*) с практическим выходом 55% и выделяется угарный газ. Феррохром при обработке горячей разбавленной азотной кислотой частично переходит в раствор (хром пассивируется), при этом собрано 55 $м^3$ (н. у.) газа. Рассчитайте:

а) массовую долю (в %) хрома в сплаве;

б) молярную долю (в %) железа в сплаве;

в) массу (кг) полученного сплава;

г) массу (в тоннах) хромита, взятого для прокаливания.

ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

113. Углекислый газ, полученный при сжигании 3,2 л метана (при н. у.), поглощается 38,2 мл 32%-ного раствора гидроксида калия плотностью 1,31 г/мл. Установите массу (в граммах) образовавшейся соли.

114. На полное сгорание 0,2 моль алкана пошло 107 л (н. у.) воздуха. Установите формулу алкана. Объемная доля кислорода в воздухе равна 20,94%.

115. Смесь этана и пропана общим объемом 6,72 л (н. у.) сожгли в избытке кислорода, а затем обработали избытком известковой воды. Выпал осадок массой 80 г. Найдите количественный состав (в литрах, н. у.) исходной смеси.

116. Рассчитайте, какой объем (в литрах) монооксида углерода следует смешать с 5,6 л метана, чтобы объем кислорода, необходимый для сжигания этой смеси, равнялся объему сжигаемой смеси. Объемы газов измерены при одинаковых условиях.

117. Определите объем (в литрах, н. у.) кислорода, затраченного на сжигание 33,6 л (н. у.) смеси метана с этаном, если плотность смеси по водороду 10,335.

118. К 110 мл смеси метана, водорода и азота добавили 180 мл кислорода. После окончания реакции сгорания и

охлаждения объем уменьшился до 104 мл, а после пропускания продуктов через раствор избытка едкого натра — до 32 мл. Рассчитайте объемы (мл) компонентов исходной смеси. Объемы газов измерены при одинаковых условиях.

119. Проведено полное сжигание 4,48 л (н. у.) этана в озоно-кислородной смеси с объемной долей озона 15%. Вычислите объем (л, н. у.) смеси.

120. При монохлорировании изобутана получена смесь продуктов (не считая HCl). Приведите сокращенные структурные формулы и названия этих продуктов, а также рассчитайте массовые доли (в %) элементов в них.

121. На полное гидрирование 2,8 г олефина затрачено 0,896 л (н. у.) водорода. Установите молекулярную формулу олефина, если его молекула имеет прямую цепь атомов углерода. Составьте сокращенные структурные формулы изомеров и назовите их.

122. Определите массу (в граммах) брома, необходимую для бромирования углеводорода класса алкенов, если такая же порция этого углеводорода каталитически присоединяет 2,24 л (н. у.) водорода.

123. Смесь этана и пропена объемом 10 л (н. у.) после добавления 10 л водорода пропустили над нагретым катализатором. При этом общий объем газов стал равным 16 л. Рассчитайте объемную долю (в %) этана в исходной смеси углеводородов.

124. Смесь этана и этилена объемом 4 л (н. у.) пропущена через бромную воду. Образовалось 3,76 г продукта. Найдите массовую долю (в %) этана в исходной смеси.

125. Определите объем (в литрах, н. у.), объемную и мольную доли (в %) метана в 15 л (н. у.) смеси с пропиленом, если газ, образовавшийся при полном термическом разложении алкана, целиком каталитически присоединился к алкену.

126. Определите объем (в литрах, н. у.) водорода, каталитически присоединившегося к 40 г смеси пропена и бутена. Массовая доля бутена в смеси углеводородов равна 56%.

127. Установите сокращенную структурную формулу и название олефина, если при его окислении перманганатом калия в растворе образуется симметричный двухатомный спирт, а 1,4 г олефина полностью реагируют с 4 г брома.

128. Рассчитайте объем (мл) этанола плотностью 0,789 г/мл, потраченный на синтез дивинила с выходом 75%, если другой продукт этой реакции — водород может каталитически присоединиться к 8,064 л (н. у.) этена.

129. Установите молекулярную формулу углеводорода с прямой цепью атомов углерода, если при сжигании 0,1 моль этого углеводорода образуется 5,4 г воды и 8,96 л (н. у.) углекислого газа. Составьте сокращенные структурные формулы изомеров и назовите их.

130. При хлорировании 100 г пропина образуется 1,1,2,2-тетрахлорпропан, который при отщеплении HCl переходит в 1,1,2-трихлорпропен. Рассчитайте объем (в литрах, н. у.) хлора, необходимый для первой реакции, и массу (в граммах) воды, использованной для приготовления 12,5%-ной кислоты из хлороводорода, полученного во второй реакции.

131. При пропускании ацетилена через аммиачный раствор $[Ag(NH_3)_2]OH$ протекает обменная реакция замещения и образуется 48 г осадка взрывчатого вещества. Найдите объем (в литрах, н. у.) пропущенного газа, если степень поглощения составляет 80%. Укажите формулу осадка.

132. При сгорании смеси метана и этина получено 14 л (н. у.) углекислого газа, а при обработке этой же смеси бромной водой масса реактора возросла на 1,3 г. Установите объем (в литрах, н. у.) исходной смеси.

133. В результате окисления 0,12 моль некоторого органического соединения перманганатом калия в водном растворе получено 19,92 г оксалата калия, 27,84 г оксида марганца(IV), 4,48 г гидроксида калия. О каком веществе идет речь?

134. При сгорании смеси этана и этина получено 14 л углекислого газа, а при обработке той же смеси бромной водой масса последней возрастает на 1,3 г. Установите объемные доли (в %) газов в исходной смеси.

135. При полном сгорании в избытке кислорода смеси этена и бутина-2 образовалось 18 г воды, а на полное бромирование той же смеси истрачено 96 г брома. Вычислите объемную долю (в %) алкина в смеси.

136. Установите химическую формулу органического соединения, плотность пара которого по воздуху равна 2,69,

если при сжигании 5,85 г этого вещества в избытке кислорода образовалось 19,8 г CO_2 и 0,225 моль H_2O.

137. Арен, имеющий 8 атомов углерода в молекуле, при обработке бромной водой образует дибромпроизводное, плотность пара которого по воздуху равна 9,103. Установите структурную формулу арена и его название.

138. Определите массу (в граммах) дихромата калия, необходимого для получения газа, который превратит 19,5 г бензола в гексахлоран.

139. В реакции циклизации с одновременным дегидрированием гептана (образуется толуол) выделилось столько водорода, что его хватило на гидрирование 168 г смеси изомерных гексенов. Определите массу (в граммах) вступившего в первую реакцию алкана и объем (мл) полученного арена (плотность 0,867 г/мл).

140. Проведено полное сжигание на воздухе 5,24 кг смеси этанола и бензола (мольная доля бензола 20%). Найдите необходимый для этого объем ($м^3$, н. у.) воздуха (объемная доля кислорода 20,94%).

141. Определите объем (в литрах, н. у.) водорода, который выделился при действии 9,2 г натрия на 100 мл 96%-ного водного этанола плотностью 0,8 г/мл. Рассчитайте также массовые доли (в %) веществ в конечном растворе. Учтите, что вода реагирует с натрием в первую очередь.

142. При взаимодействии 16,18 мл одноатомного спирта (плотность 0,791 г/мл) с натрием выделился газ, затраченный на превращение 4,48 л (н. у.) этилена в соответствующий алкан. Установите молекулярную формулу и название спирта.

143. К одной порции смеси метанола и этанола добавлен натрий (собрано 6,72 л газа при н. у.), а к другой — бромоводород (образуется 59,1 г смеси бромалканов). Найдите прореагировавшие массы (в граммах) обоих спиртов.

144. Установите, какой алкен и в каком количестве (моль) следует взять, чтобы путем гидратации получить 29,15 мл одноатомного спирта (плотность 0,789 г/мл), что составляет 0,5 моль, если практический выход продукта равен 50%.

145. Из некоторого алкана двумя стадиями получают соответствующий одноатомный спирт, плотность пара которого по воздуху равна 1,586. Рассчитайте объем (в литрах, н. у.) затраченного алкана для синтеза 583 мл спирта (плотность 0,789 г/мл), если практический выход на первой стадии 50%, а на второй — 80%.

146. При нагревании 37 мл одноатомного предельного спирта (плотность 0,811 г/мл) с концентрированной серной кислотой образовалось 2,24 л (н. у.) углеводорода класса алкенов с выходом 20%. Определите молекулярную формулу спирта.

147. Из одноатомного предельного спирта получен углеводород класса алкенов симметричного строения. Найдите сокращенную структурную формулу спирта, если 14 г углеводорода полностью вступают в реакцию с 40 г брома.

148. Провели окисление этанола оксидом меди(II), к продуктам добавили натрий. Выделилось 5,04 л (н. у.) газа. Найдите массу (в граммах) затраченного спирта.

149. Установите молекулярную формулу кислородсодержащего органического соединения, если при взаимодействии 11,1 г этого вещества с натрием выделяется 1,68 л (н. у.) водорода, а при восстановлении им оксида меди(II) образуется соединение, дающее реакцию «серебряного зеркала».

150. Рассчитайте объем (в литрах, н. у.) газообразного углеводорода, который после пропускания через раствор перманганата калия переходит в 23,25 г простейшего гликоля (практический выход 70%).

151. Рассчитайте объем (мл) 9,4%-ного раствора фенола в бензоле (плотность раствора 0,9 г/мл), который при обработке натрием дал такое количество газа, что последнего хватило на полный перевод в алкан 1,12 л ацетилена (при н. у.).

152. При действии избытка натрия на раствор фенола в этаноле выделилось 5,6 л H_2 (при н. у.). На нейтрализацию раствора затрачено 100 г 10%-ного раствора гидроксида натрия. Рассчитайте массовую долю (в %) фенола в исходном растворе.

153. При сжигании в кислороде навески массой 13,7 г некоторого представителя класса фенолов образуется 33 г CO_2 и

6,75 г H_2O. Определите истинную формулу вещества, если плотность его пара по воздуху равна 3,793.

154. При сжигании 4,6 г органического вещества образуется 4,48 л CO_2 (при н. у.) и 0,3 моль H_2O. Плотность пара этого вещества по азоту равна 1,643. Установите состав вещества и укажите, к каким классам оно может относиться.

155. Межмолекулярная дегидратация смеси двух одноатомных спиртов приводит к получению 27 г воды и 90 г смеси трех органических соединений одного класса в равных мольных долях. Установите названия и молекулярные формулы обоих спиртов.

156. Смесь ацетилена и формальдегида, содержащая равные количества обоих веществ, прореагировала с избытком $[Ag(NH_3)_2]OH$ в аммиачном растворе. Масса органического продукта 9,8 г. Рассчитайте массовую долю (в %) ацетилена в исходной смеси.

157. Определите молекулярную формулу органического соединения, при полном сгорании 0,145 г которого в кислороде получено 0,33 г CO_2 и 0,135 г H_2O. Относительная плотность пара этого вещества по воздуху равна 2. Предположите, вещества каких классов могут изображаться данной формулой.

158. Получено некоторое органическое соединение А — продукт обработки водой соединения В (массовый состав последнего: 37,7% C, 6,3% H, остальное — хлор; 12,7 г соединения D в состоянии пара имеют объем 2,24 л при н. у.). При восстановлении водородом соединение А переходит во вторичный спирт D. Установите химические формулы соединений А, В и D и назовите их.

159. Рассчитайте массу (в граммах) 10%-ного раствора гидроксида натрия, необходимого для нейтрализации смеси этанола, уксусной кислоты и фенола, содержащей по 1 моль каждого вещества.

160. На нейтрализацию смеси уксусной кислоты и фенола, содержащихся в 20 г водного раствора, потребовалось 95,2 мл 6,4%-ного раствора едкого натра (плотность раствора 1,05 г/мл). При действии бромной воды на такую же порцию

раствора кислоты и фенола выпало 20 г осадка. Рассчитайте массовые доли (в %) растворенных веществ в исходном растворе.

161. При полном окислении 3,84 г органического соединения получено 2,24 л (н. у.) углекислого газа, 1,8 мл воды и 0,02 моль карбоната натрия. Установите формулу соединения и назовите его.

162. Муравьиная кислота разлагается концентрированной серной кислотой на угарный газ и воду, а щавелевая кислота — на угарный и углекислый газы и воду. В подобных условиях смесь этих кислот образовала 0,672 л (н. у.) смеси оксидов углерода. Газовую смесь собрали и пропустили через известковую воду, выпал осадок массой 1 г. Установите массовую долю (в %) щавелевой кислоты в исходной смеси.

163. На полную нейтрализацию 9,62 г смеси уксусной и муравьиной кислот и уксусного альдегида израсходовано 42,68 мл 16%-ного раствора едкого кали плотностью 1,148 г/мл. При обработке исходной смеси аммиачным раствором оксида серебра(I) выпал осадок, на полный перевод которого в раствор затрачено 48 г 63%-ной азотной кислоты. Определите массовый состав (в %) исходной смеси кислот и альдегида.

164. Имеются 96%-ный водный раствор этанола и 85%-ный раствор уксусной кислоты. Определите массы (в граммах) этих растворов, необходимые для получения 35,2 г сложного эфира с практическим выходом 80%.

165. Трехстадийный синтез 33 л этилацетата (плотность 0,8 кг/л) из этилена протекал на стадии получения спирта с практическим выходом 50%, на стадии окисления до кислоты с выходом 80% и на стадии этерификации с выходом 75%. Найдите затраченный объем ($м^3$, н. у.) алкена.

166. При омылении 20,8 г сложного эфира этиленгликоля получено 12 г предельной одноосновной карбоновой кислоты, на нейтрализацию которой израсходовано 72,1 мл 10%-ного раствора едкого натра плотностью 1,109 г/мл. Установите формулу исходного эфира.

167. На гидрирование всей олеиновой кислоты (по двойной связи), полученной омылением соответствующего жира, затрачено 14,56 $м^3$ водорода (при н. у.). Определите массу (кг)

взятого для процесса жира, если он содержит 8% инертных примесей.

168. При спиртовом брожении глюкозы образовалось 460 г этанола. Определите массу (в граммах) глюкозы, вступившей в реакцию, и объем (в литрах, н. у.) газообразного продукта.

169. Некоторая порция глюкозы подвергнута спиртовому брожению с практическим выходом 80%. Выделившийся газ полностью прореагировал с 65,6 мл 20%-ного раствора едкого натра (плотность раствора 1,22 г/мл), продукт этой реакции — средняя соль. Рассчитайте:

а) объем (в литрах, н. у.) газа;

б) количество соли (моль),

в) массу (в граммах) порции глюкозы.

170. Некоторое органическое кислородсодержащее соединение массой 27 г полностью реагирует с 34,8 г оксида серебра(I) в аммиачном растворе. При сжигании того же соединения объемы затраченного кислорода и получающегося углекислого газа совпадают. Установите название соединения.

171. Проведена реакция нитрования бензола на холоду и получено 117 г мононитропроизводного. Определите количество бензола (моль), вступившего в реакцию с практическим выходом продукта 72%. Рассчитайте также объем (мл) израсходованного 90%-ного раствора кислоты плотностью 1,481 г/мл.

172. При нитровании 100 г фенола получено 44 г *о*-нитрофенола и 14 г *п*-нитрофенола. Определите общий практический выход (в %) продуктов.

173. В 50 г смеси анилина, бензола и фенола пропускают хлороводород. Выпадает осадок массой 26 г. Фильтрат, обработанный водным раствором NaOH, расслаивается, объем верхнего слоя равен 17,7 мл (плотность 880 г/л). Рассчитайте массовые доли (в %) веществ в исходной смеси.

174. При сжигании 2,4 г органического соединения получено 1,44 г воды, 896 мл (н. у.) CO_2 и 0,04 моль азота. Установите химическую формулу соединения и назовите его.

Ответы

1. 0,027 моль/л (HClO, HCl). **2.** 16,9% HCl. **3.** 0,16% HCl. **4.** 3,83 л ($H_2 + Cl_2$). **5.** 1,342 ($KCl : CaCl_2$), 3,5% Cl^-. **6.** 2,43 (1-й раствор), 10,82 (2-й раствор). **7.** а) 0,41% HCl; б) 1,67. **8.** 1,1% KCl. **9.** 34,7 г KCl. **10.** $n(HCl)/n(HBr) = 2$. **11.** 443,5 мл. **12.** 1,34 л Cl_2. **13.** 8,95 г (6,38 г $NaNO_3$ + 2,57 г NaCl). **14.** 92,2%. **15.** 38,1 г I_2. **16.** 0,56 л O_2. **17.** 39 г. **18.** 20 г NaOH, 2,8 л O_2. **19.** 38,72 г FeS, 712 мл кислоты. **20.** 27 г (9,6 г S + 17,4 г MnO_2). **21.** 22,4 г. **22.** 0,112 л. **23.** 0,06 моль, 3,85 г. **24.** 348 г K_2SO_4. **25.** 4,48 л. **26.** 29,15 г Na_2CO_3, 53,55 г Na_2SO_3, 1,4 моль HCl, 0,425 моль H_2SO_4 + + 0,85 моль HBr (в склянке). **27.** 885 мл. **28.** 4,75 л N_2. **29.** 1,58 г. **30.** 725 л раствора HNO_3. **31.** 60,4 г; 43,7% Na_2O и 56,3% SO_3 в Na_2SO_4. **32.** 1,68% N. **33.** 62,7% HNO_3. **34.** 41,79% $Ba(NO_2)_2$, 47,63% $Ba(NO_3)_2$, остальное — $Ba(OH)_2$. **35.** $K_c = 10$; 0,3 моль/л NO, 1,72 моль/л O_2. **36.** 30% HNO_3. **37.** Нет; 0,06 моль и 0,04 моль HNO_3, 4,35 мл 63%-ного раствора и 15,48 мл 15%-ного раствора. **38.** 66,67%. **39.** 8,56% $NaNO_2$, 10,54% $NaNO_3$, 4,25% NaOH. **40.** 1,68 л (1,344 л NO_2 + 0,336 л O_2). **41.** 12,2 г $(NH_4)_2SO_4$, 126,4 г $KMnO_4$, 8 г NaOH. **42.** а) 12,5% HNO_3; б) 31,2% $NaNO_3$. **43.** NH_4NO_3, 36 г. **44.** 29,93 г $KClO_3$. **45.** 4,46 г P, 25,72 г $Ca(ClO)_2$. **46.** 0,07M H_3PO_4. **47.** 76,71% $KClO_3$. **48.** 22% Na_3PO_4. **49.** 28,4 г Na_2HPO_4, 24 г NaH_2PO_4. **50.** а) PH_3; б) 3,25% Na_2HPO_4. **51.** 3,3 г $CaCO_3$. **52.** 1,528 г/л ($N_2 + CO_2$), 3,68 г Na_2CO_3. **53.** 207,4 мл кислоты, 31,5% K_2CO_3 и 68,5% $KHCO_3$. **54.** NH_4^+, Ca^{2+}. **55.** 492 мл. **56.** 732,5 г ($Si + SiO_2$). **57.** Ca_2Si. **58.** $N(Si) : N(C) = 1 : 1$. **59.** 17,92 л (13,44 л CH_4 + 4,48 л SiH_4). **60.** 5,57% Na_2CO_3, 1,81% $NaNO_2$, 2,23% $NaNO_3$, 6,62% Na_2SO_3. **61.** На 14,34 г. **62.** а) 76,5%; б) увеличение на 1,52 г. **63.** 51,2 г (в 1-й реакции 1,1 г H_2O + во 2-й реакции 50,1 г H_2O). **64.** $Cu(NO_3)_2$, 23,64% (исходный раствор), 2,5% (конечный раствор). **65.** 170,4 г. **66.** 0,3 моль $(NH_4)_2Cr_2O_7$. **67.** ZrI_4. **68.** 5,57 кмоль, 267 кг. **69.** $N(Na) : N(K) = 2 : 1$. **70.** 12,5%. **71.** 55,2% K_2CO_3. **72.** Да, выпадет, 8,92 г NaCl. **73.** 96%. **74.** 42%. **75.** Да, перевесит правая чашка (из правого стакана выделится 0,04 моль CO_2, из левого — 0,051 моль CO_2). **76.** 6,49 кг. **77.** LiH. **78.** 17,4 г K_2HPO_4. **79.** а) 12,17% KOH; б) 10,28 л HCl. **80.** 157 г. **81.** SrO, $SrBr_2$. **82.** 6,01% $MgSO_4$. **83.** Ca. **84.** 40% MgO, 60% Mg_3N_2. **85.** −766 кДж. **86.** а) 58,1% NaH_2PO_4; б) 0,16 моль $Ca_3(PO_4)_2$. **87.** 37,3% $CaCO_3$. **88.** 23,87% $Ca(OH)_2$, 32,26% $CaCO_3$, 43,87% $CaSO_4$. **89.** $N(Mg^{2+}) : N(Ca^{2+}) = 3 : 7$. **90.** $MgCO_3 \cdot 5H_2O$. **91.** 13% Ca, 54,5% CaO, 32,5% $CaCO_3$. **92.** 820 мл. **93.** 2,62 г Ni. **94.** 64%. **95.** 60,38%. **96.** 18,75% NaH, 21,88% AlF_3, остальное — $MgCl_2$. **97.** 40 г Fe_2O_3.

98. 1,5 т FeS_2, 157 мл кислоты. **99.** а) 24%; б) 0,062 моль/л $Fe_2(SO_4)_3$. **100.** 9,6 г Fe_2O_3. **101.** 0,01М $[Fe_2(SO_4)_3]$. **102.** 0,036 моль/л $FeSO_4$, 34,75 г $FeSO_4 \cdot 7H_2O$. **103.** Медь. **104.** Увеличится на 4,62 г. **105.** 61%. **106.** $FeCl_3$; ΔG°_{298} равно −303 кДж для $FeCl_2$ и −664 кДж для $FeCl_3$; 168 л Cl_2; 652,5 г MnO_2. **107.** 565,4 кг $Na_2Cr_2O_7 \cdot 2H_2O$. **108.** 17,8 г FeO(OH), 0,16 моль/л $FeCl_2$. **109.** 47,04 л CO, 88,2 г $NaHCO_3$. **110.** 625 мл H_2, 1 г Ag. **111.** 21,1%. **112.** а) 65%; б) 33%; в) 392,86 кг; г) 1 т. **113.** 19,7 г K_2CO_3. **114.** C_3H_8. **115.** 2,24 л C_2H_6, 4,48 л C_3H_8. **116.** 11,2 л CO. **117.** 84 л. **118.** 72 мл CH_4, 28 мл H_2, 10 мл N_2. **119.** 14,6 л. **120.** $CH_3C(CH_3)ClCH_3$ и $CH_2ClCH(CH_3)CH_3$; 1,9% C, 9,7% H, 38,4% Cl. **121.** C_5H_{10}; $CH_3(CH_2)_2CH{=}CH_2$ (пентен-1) и $CH_3CH{=}CHCH_2CH_3$ (пентен-2). **122.** 16 г. **123.** 60%. **124.** 89,5%. **125.** 5 л CH_4, $\varphi(CH_4) = x(CH_4) = 33\%$. **126.** 18,35 л (9,39 л H_2/C_3H_6 + 8,96 л H_2/C_4H_8). **127.** $CH_3CH{=}CHCH_3$ (бутен-2). **128.** 56 мл. **129.** C_4H_6, $CH_3CH_2C{\equiv}CH$ (бутин-1) и $CH_3C{\equiv}CCH_3$ (бутин-2). **130.** 112 л Cl_2, 639 г H_2O. **131.** 5,6 л C_2H_2, Ag_2C_2 (осадок). **132.** 12,88 л (11,76 л CH_4 + 1,12 л C_2H_2). **133.** C_2H_2. **134.** 84% C_2H_6, 16% C_2H_2. **135.** 50%. **136.** C_6H_6. **137.** $C_6H_5CH{=}CH_2$ (винилбензол, или стирол). **138.** 73,5 г. **139.** 50 г (гептан), 53,1 мл (толуол). **140.** 35,5 м^3. **141.** 4,48 л H_2; 8% (NaOH), 17% (C_2H_5ONa). **142.** CH_3OH (метанол). **143.** 14,4 г CH_3OH, 6,9 г C_2H_5OH. **144.** C_2H_4, 1 моль. **145.** 560 л C_2H_6. **146.** C_3H_7OH. **147.** $CH_3CH_2CH(OH)CH_3$. **148.** 20,7 г. **149.** C_4H_9OH. **150.** 12 л C_2H_4. **151.** 222 мл. **152.** 67%. **153.** $C_6H_4(OH)_2$. **154.** C_2H_6O, спирт C_2H_5OH или простой эфир CH_3OCH_3. **155.** Метанол CH_3OH, этанол C_2H_5OH. **156.** 46,4%. **157.** C_3H_6O, спирт $CH_2{=}CHCH_2OH$, простой эфир $CH_3OCH{=}CH_2$, альдегид $C_2H_5C(H)O$, кетон $CH_3C(O)CH_3$. **158.** A — $C_2H_5C(O)CH_3$ (бутанон-2), B — $C_2H_5CCl_2CH_3$ (1,2-дихлорбутан), D — $C_2H_5CH(OH)CH_3$ (бутанол-2). **159.** 800 г (по 400 г растворов CH_3COOH и C_6H_5OH, спирт не реагирует). **160.** 30% CH_3COOH, 28,2% C_6H_5OH. **161.** Пропионат натрия C_2H_5COONa. **162.** 66,2%. **163.** 43,66% CH_3COOH, 33,47% HCOOH, остальное — $CH_3C(H)O$. **164.** 23,96 г C_2H_5OH, 35,29 г CH_3COOH. **165.** 40,32 м^3. **166.** $CH_2(OH){-}CH_2(OCOCH_3)$. **167.** 208,2 кг. **168.** 900 г $C_6H_{12}O_6$, 224 л CO_2. **169.** а) 4,48 л CO_2; б) 0,2 моль Na_2CO_3; в) 22,5 г. **170.** Глюкоза. **171.** 1,32 моль C_6H_6, 62,4 мл (раствор кислоты). **172.** 39,22%. **173.** 37,3% $C_6H_5NH_2$, 31,2% C_6H_6, остальное — C_6H_5OH. **174.** $(NH_2)_2CO$ (карбамид, или мочевина).

Д. ТЕСТИРОВАНИЕ

К выполнению тестов по химии (указанные номера разделов соответствуют нумерации разделов частей А, Б и В книги) следует приступать только после того, как проработаны части А—Г (теория, вопросы и упражнения, расчетные задачи), тесты же используются на заключительном этапе подготовки (окончательная проверка знаний) к приемным испытаниям в вузы.

В каждом тесте дано условие и четыре возможных ответа, из которых один, два или три правильные, остальные ответы неправильные. Число правильных ответов (один, два или три) определяется формулировкой условия.

Правильные ответы к тестам указаны в конце каждого раздела. Если при решении допущена ошибка и ответ выбран неправильно, необходимо вновь повторить соответствующий материал (части А—Г). Советуем не пропускать ни одного теста и прорабатывать их в том порядке, как они даны в тексте.

В конце представлены тесты на первый взгляд как бы вне программы — с гуманитаризированным содержанием, затронуты гуманитарные аспекты как химии, так и смежных дисциплин. Обратите внимание на то, что тематика этих тестов отвечает желаемому общекультурному уровню выпускника средней школы; культурный уровень, как и фактическое знание предмета, проверяется и оценивается на устных испытаниях (собеседование, экзамен) по химии при поступлении в вузы.

При желании получить во время подготовки дополнительную информацию о цитируемых именах, фактах и явлениях нужно обращаться к «Большому энциклопедическому словарю».

ОБЩАЯ ХИМИЯ

РАЗДЕЛ 1

1. К химическим явлениям относятся

а) приготовление порошка из куска мела
б) возгорание спички
в) выделение газа при обработке питьевой соды кислотой
г) возгонка твердого иода

2. К чистым веществам относятся

а) медный купорос
б) морская вода
в) воздух
г) бертоллетова соль

3. К смесям относятся

а) соляная кислота
б) гашёная известь
в) хлорная вода
г) питьевая сода

4. К простым веществам относятся

а) аммиак
б) графит
в) поташ
г) белый фосфор

5. К двухэлементным веществам относятся

а) хлорид аммония
б) едкое кали
в) негашёная известь
г) сухой лед

6. К трехэлементным веществам относятся

а) калийная селитра
б) бромид аммония
в) кремнезём
г) пероксид водорода

7. Наибольшую относительную молекулярную массу имеет ортофосфат

а) калия
б) лития
в) натрия
г) цезия

8. Наименьшую относительную молекулярную массу имеет нитрид

а) бария
б) магния
в) стронция
г) кальция

9. Наибольшую молярную массу имеет галогенид алюминия:

а) бромид
б) хлорид
в) иодид
г) фторид

10. Наименьшую молярную массу имеет халькогенид алюминия:

а) селенид
б) оксид
в) сульфид
г) теллурид

11. Масса 0,1 моль гидроксида натрия равна

а) 20 г б) 40 г в) 1 г г) 4 г

12. Масса 0,2 моль бромида кальция равна

а) 200 г б) 120 г в) 40 г г) 24 г

13. Количество вещества в 10 г карбоната кальция равно

а) 0,1 моль б) 0,5 моль в) 1 моль г) 5 моль

14. Количество вещества в 23 г диоксида азота равно

а) 0,77 моль б) 0,5 моль в) 0,2 моль г) 0,1 моль

15. Наибольшую массу имеет 1 моль сульфида

а) цинка(II)
б) железа(II)
в) магния
г) кадмия(II)

16. Наименьшую массу имеет 1 моль соли

а) $KBrO_3$ б) KNO_3 в) $KClO_3$ г) KPO_3

17. Наибольшее количество вещества — в 1 г оксида

а) натрия
б) серебра(I)
в) лития
г) меди(I)

18. Наименьшее количество вещества — в 1 г оксида

а) железа(II)
б) бериллия
в) азота(II)
г) углерода(II)

19. Одинаковое количество вещества — в 1 г оксидов

а) CO_2 б) CO в) NO_2 г) N_2O

20. Число атомов в 0,5 моль аргона равно

а) $1 \cdot 10^{23}$ б) $3 \cdot 10^{23}$ в) $5 \cdot 10^{23}$ г) $6 \cdot 10^{23}$

21. Число молекул в 0,1 моль метана равно

а) $6 \cdot 10^{23}$ б) $1{,}2 \cdot 10^{23}$ в) $6 \cdot 10^{22}$ г) $1{,}2 \cdot 10^{22}$

22. Число атомов в 1 моль жидкого брома равно

а) $1{,}2 \cdot 10^{24}$ б) $6 \cdot 10^{23}$ в) $1{,}2 \cdot 10^{23}$ г) $6 \cdot 10^{22}$

23. Число атомов в 1 моль озона равно

а) $2 \cdot 10^{23}$ б) $6 \cdot 10^{23}$ в) $1{,}2 \cdot 10^{24}$ г) $1{,}8 \cdot 10^{24}$

24. Число катионов в 2 моль сульфата калия равно

а) $6 \cdot 10^{23}$ б) $1{,}2 \cdot 10^{24}$ в) $2{,}4 \cdot 10^{24}$ г) $6 \cdot 10^{24}$

25. Число анионов в 3 моль сульфата алюминия равно

а) $5,4 \cdot 10^{24}$ б) $1,8 \cdot 10^{24}$ в) $6 \cdot 10^{23}$ г) $2 \cdot 10^{23}$

26. Порция $3 \cdot 10^{23}$ молекул диоксида серы соответствует количеству вещества

а) 0,1 моль б) 0,5 моль в) 1 моль г) 2 моль

27. Порция $1,2 \cdot 10^{24}$ молекул диоксида азота соответствует количеству вещества

а) 0,5 моль б) 1 моль в) 1,5 моль г) 2 моль

28. Порция углекислого газа, соответствующая $6 \cdot 10^{23}$ атомам кислорода, содержит количество вещества

а) 0,1 моль б) 0,2 моль в) 0,5 моль г) 1 моль

29. Порция фторида бора(III), соответствующая $1,8 \cdot 10^{23}$ атомам фтора, содержит количество вещества

а) 0,1 моль б) 0,33 моль в) 0,9 моль г) 3,3 моль

30. Порция оксида азота(V), соответствующая $3 \cdot 10^{24}$ атомам кислорода, содержит количество вещества

а) 0,1 моль б) 0,2 моль в) 0,5 моль г) 1 моль

31. Порция фторида магния, содержащая $6 \cdot 10^{24}$ анионов, отвечает количеству вещества

а) 10 моль б) 5 моль в) 1 моль г) 0,5 моль

32. Порция ортофосфата кальция, содержащая $1,8 \cdot 10^{24}$ катионов, отвечает количеству вещества

а) 0,3 моль б) 0,5 моль в) 1 моль г) 3 моль

33. Наибольшее число атомов водорода — в 1 г

а) H_2SiO_3 б) H_2CrO_4 в) H_2SO_4 г) H_2CO_3

34. Наименьшее число атомов углерода — в 1 г

а) C_6H_{14} б) C_6H_{12} в) C_6H_{10} г) C_6H_6

35. Формулы, отвечающие одному и тому же веществу, — это

а) CH_3CH_2OH б) CH_3OCH_3 в) CH_3CHO г) CH_2OHCH_3

Ответы

1. б, в. 2. а, г. 3. а, в. 4. б, г. 5. в, г. 6. а, б. 7. г. 8. б. 9. в. 10. б. 11. г. 12. в. 13. а. 14. б. 15. г. 16. б. 17. в. 18. а. 19. а, г. 20. б. 21. в. 22. а. 23. г. 24. в. 25. а. 26. б. 27. г. 28. в. 29. а. 30. г. 31. б. 32. в. 33. г. 34. а. 35. а, г.

РАЗДЕЛ 2

1. Вещества, 1 моль которых занимает равные объемы (при одинаковых условиях), — это

а) мел б) сода в) неон г) этан

2. Вещества, 1 моль которых занимает 22,4 л (при н. у.), — это

а) аммиак в) диоксид кремния
б) этанол г) диоксид серы

3. Вещества, 22,4 л которых (при н. у.) соответствуют 1 моль, — это

а) бром в) пропан
б) бромоводород г) бензол

4. Объем (при н. у.) 0,2 моль кислорода равен

а) 11,2 л б) 5,6 л в) 2,24 л г) 1,12 л

5. Количество вещества в 1,12 л (н. у.) азота равно

а) 0,5 моль б) 0,1 моль в) 0,05 моль г) 0,01 моль

6. Объем (н. у.) порции водорода в $1,2 \cdot 10^{23}$ молекул равен

а) 2,24 л б) 4,48 л в) 11,2 л г) 22,4 л

7. Объем (л, н. у.) порции бутана, содержащей $1,2 \cdot 10^{24}$ атомов углерода, равен

а) 11,2 б) 22,4 в) 33,6 г) 44,8 л

8. Число атомов водорода в 5,6 л (н. у.) этана равно

а) $3 \cdot 10^{23}$ б) $6 \cdot 10^{23}$ в) $9 \cdot 10^{23}$ г) $1,2 \cdot 10^{24}$

9. Наибольший объем (при одинаковых условиях) занимает 1 г газа

а) O_3 б) NO_2 в) SO_2 г) CO_2

10. Наименьший объем (при одинаковых условиях) занимает 1 г газа

а) F_2 б) O_2 в) NO г) CO

11. Равные объемы (при одинаковых условиях) занимают порции газов

а) 15 г б) 16 г в) 17 г г) 28 г CO

12. Объем 11,2 л (н. у.) занимают 17 г газов

а) SO_2 б) NH_3 в) H_2S г) PH_3

13. Массу 11 г имеют 5,6 л (н. у.) газов
а) Ne б) CO_2 в) C_3H_8 г) C_3H_4

14. Смесь 2 г H_2 и 16 г O_2 имеет объем (н. у.)
а) 11,2 л б) 22,4 л в) 33,6 л г) 44,8 л

15. Молярная масса газа плотностью 16 по водороду равна
а) 8 г/моль б) 16 г/моль в) 24 г/моль г) 32 г/моль

16. Газы плотностью 16 по водороду — это
а) H_2S б) CH_4 в) O_2 г) SiH_4

17. Наибольшую плотность по водороду имеет газ
а) кислород б) неон в) фтор г) азот

18. Наименьшую плотность по водороду имеет газ
а) хлор б) неон в) фтор г) азот

19. Молярная масса газа, который в 3 раза тяжелее воздуха, равна
а) 87 г/моль б) 58 г/моль в) 44 г/моль г) 29 г/моль

20. Газы легче воздуха — это
а) B_2H_6 б) C_2H_4 в) C_2H_6 г) SiH_4

21. Газы тяжелее воздуха — это
а) NH_3 б) H_2S в) NO_2 г) CH_4

22. Газы легче аргона — это
а) фтор б) хлор в) озон г) кислород

23. Степень окисления серы одинакова в соединениях
а) H_2S б) SCl_2 в) As_2S_5 г) SO_2

24. Степень окисления марганца одинакова в соединениях
а) MnO_4^{2-} б) MnO_4^- в) Mn_2O_7 г) MnO_6^{2-}

25. Соединения с одинаковой степенью окисления хрома — это
а) $K_2Cr_2O_7$ б) CrF_4^+ в) Cr_2S_3 г) K_2CrO_4

26. В одном из соединений степень окисления азота иная, это
а) NH_3 б) NF_3 в) Cl_3N г) NH_4Cl

27. В одном из соединений степень окисления кремния иная, это
а) SiO_3^{2-} б) SiF_4 в) SiO_4^{4-} г) SiH_4

28. В соединениях $Cu_3(CO_3)_2(OH)_2$ и $Pb_5(PO_4)_3Cl$ степень окисления металлов одинакова и равна
а) +I б) +II в) +III г) +IV

29. В соединениях $Mg_3Si_4O_{10}(OH)_2$ и $KAl_3Si_3O_{10}(OH)_2$ степень окисления кремния одинакова и равна
а) –IV б) 0 в) +II г) +IV

30. Сумма степеней окисления элементов в соединении $NaAl_3(SO_4)_2(OH)_6$ равна
а) 6 б) 7 в) 9 г) не знаю

Ответы

1. в, г. 2. а, г. 3. б, в. 4. б. 5. в. 6. б. 7. а. 8. в. 9. г. 10. а. 11. а, б. 12. в, г. 13. б, в. 14. в. 15. г. 16. в, г. 17. в. 18. б. 19. а. 20. а, б. 21. б, в. 22. а, г. 23. а, в. 24. б, в. 25. а, г. 26. б. 27. г. 28. б. 29. г. 30. в.

РАЗДЕЛ 3

1. Сумма коэффициентов в уравнении реакции

$$Bi(NO_3)_3 + K_2S \longrightarrow Bi_2S_3\downarrow + KNO_3$$

а) 4 б) 9 в) 11 г) 12

2. Сумма коэффициентов в левой части уравнения реакции

$$P_2O_5 + Ba(OH)_2 \longrightarrow Ba_3(PO_4)_2\downarrow + H_2O$$

а) 2 б) 4 в) 7 г) 8

3. Сумма коэффициентов в правой части уравнения реакции

$$Al(NO_3)_3 + Ca(OH)_2 \longrightarrow Al(OH)_3\downarrow + Ca(NO_3)_2$$

а) 10 б) 7 в) 5 г) 2

4. Реакции разложения — это
а) $Si + C = SiC$ в) $NO_2 + K = KNO_2$
б) $H_2CO_3 = CO_2\uparrow + H_2O$ г) $(NH_4)_2CO_3 = 2H_2O + C(NH_2)_2O$

5. Реакции соединения — это

а) $2KNO_3 = 2KNO_2 + O_2$ в) $H_2CO_3 + CaCO_3 = Ca(HCO_3)_2$

б) $Si + 2Mg = Mg_2Si$ г) $C + 2PbO = 2Pb + CO_2$

6. Реакции замещения — это

а) $H_2CO_3 + Ca(OH)_2 = CaCO_3\downarrow + 2H_2O$

б) $2NO + 4Cu = N_2 + 2Cu_2O$

в) $Si + 2H_2O(пар) = SiO_2 + 2H_2$

г) $Si + 2Cl_2 = SiCl_4$

7. Реакции двойного обмена — это

а) $Ca_3P_2 + 6H_2O = 3Ca(OH)_2 + 2PH_3\uparrow$

б) $Ca(HCO_3)_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O + CO_2\uparrow$

в) $H_2CO_3 + Na_2CO_3 = 2NaHCO_3$

г) $SiO_2 + 4HF = SiF_4 + 2H_2O$

8. Экзотермические реакции — это

а) $3S + 2Al = Al_2S_3 + 509$ кДж

б) $2HgO = 2Hg + O_2 - 180$ кДж

в) $CO_2 + 2Mg = C + 2MgO + 809$ кДж

г) $2Cu_2O = O_2 + 4Cu - 342$ кДж

9. Эндотермические реакции — это

а) $S + 2HI = I_2 + H_2S + 69$ кДж

б) $H_2S = H_2 + S - 21$ кДж

в) $ZnO + H_2S = ZnS + H_2O + 65$ кДж

г) $H_2O + C = H_2 + CO - 132$ кДж

10. Обменные реакции — это

а) $HNO_2 + H_2O_2 = HNO_3 + H_2O$

б) $PCl_5 + 8NaOH = Na_3PO_4 + 5NaCl + 4H_2O$

в) $NO_2 + H_2O + SO_2 = H_2SO_4 + NO\uparrow$

г) $Mg_2Si + 4H_2O = 2Mg(OH)_2\downarrow + SiH_4\uparrow$

11. Окислительно-восстановительные реакции — это

а) $P_2O_5 + 6NaOH = 2Na_3PO_4 + 3H_2O$

б) $CO + Na_2O_2 = Na_2CO_3$

в) $SO_2 + PbO_2 = PbSO_4$

г) $2NH_4Cl + Ca(OH)_2 = 2NH_3 + 2H_2O + CaCl_2$

12. При взаимодействии 8 г меди и 8 г серы получится сульфид меди(II) массой

а) 9 г б) 12 г в) 16 г г) не знаю

13. На превращение 0,5 моль сульфида меди(II) в сульфат меди(II) потребуется количество кислорода

а) 0,5 моль б) 1 моль в) 2 моль г) не знаю

14. При взаимодействии 12 г кальция и 12 г брома получится соль массой

а) 15 г б) 18 г в) 24 г г) не знаю

15. Масса твердого остатка будет наибольшей после прокаливания карбоната

а) стронция б) кальция в) магния г) бария

16. Для полного окисления 0,5 моль серы потребуется кислород объемом (н. у.)

а) 11,2 л б) 22,4 л в) 33,6 л г) 44,8 л

17. Для полного восстановления 20 г оксида меди(II) потребуется водород объемом (н. у.)

а) 22,4 л б) 11,2 л в) 5,6 л г) 16,8 л

18. При электролизе 0,2 моль воды на катоде получают количество газа

а) 0,05 моль б) 0,1 моль в) 0,2 моль г) 0,4 моль

19. При электролизе 0,2 моль воды на аноде получают количество газа

а) 0,05 моль б) 0,1 моль в) 0,2 моль г) 0,4 моль

20. Из 0,4 моль воды натрий вытеснит количество газа

а) 0,05 моль б) 0,1 моль в) 0,2 моль г) 0,4 моль

21. Из воды 1 моль натрия вытеснит газ объемом (н. у.)

а) 22,4 л б) 2,24 л в) 1,12 л г) 11,2 л

22. Из этанола 0,5 моль натрия вытеснят количество газа

а) 0,25 моль б) 0,5 моль в) 0,75 моль г) 1 моль

23. Из хлороводородной кислоты 2 моль магния вытеснят газ объемом (н. у.)

а) 22,4 л б) 44,8 л в) 67,2 л г) 89,6 л

24. Из разбавленной серной кислоты 1 моль алюминия вытеснит газ объемом (н. у.)

а) 22,4 л б) 33,6 л в) 44,8 л г) 67,2 л

25. Количество меди, полученное при восстановлении водородом смеси 0,5 моль оксида меди(I) и 0,5 моль оксида меди(II), равно

а) 3 моль б) 2 моль в) 1,5 моль г) 1 моль

26. Объем газов после взаимодействия 4 л CO с 1 л O_2 равен

а) 2 л б) 3 л в) 4 л г) 5 л

27. Объем газов после взаимодействия 6 л SO_2 с 2 л O_2 равен

а) 5 л б) 6 л в) 7 л г) 8 л

28. Объем газов после взаимодействия 4 л N_2 и 9 л H_2 равен

а) 6 л б) 7 л в) 8 л г) 9 л

29. Объем газов после взаимодействия 3 л H_2 и 3 л Cl_2 равен

а) 3 л б) 4 л в) 5 л г) 6 л

30. Объем газов после разложения 5 л CO_2 на CO и O_2 равен

а) 3 л б) 5 л в) 7,5 л г) 15 л

Ответы

1. г. **2.** б. **3.** в. **4.** б, г. **5.** б, в. **6.** б, в. **7.** а, г. **8.** а, в. **9.** б, г. **10.** б, г. **11.** б, в. **12.** б. **13.** б. **14.** а. **15.** г. **16.** а. **17.** в. **18.** в. **19.** б. **20.** в. **21.** г. **22.** а. **23.** б. **24.** б. **25.** в. **26.** в. **27.** б. **28.** б. **29.** г. **30.** в.

РАЗДЕЛ 4

1. Два образца сплава с начальными температурами 60 °С и 120 °С помещены в изолированный сосуд. Через некоторое время температура обоих образцов станет

а) 180 °С б) < 50 °С в) 60 °С < t < 100 °С г) > 100 °С

2. Для перехода $I_{2(т)} \longrightarrow I_{2(г)}$ тепловой эффект (кДж) — это

а) 0 б) −62 в) +62 г) не знаю

3. Для перехода H_2O(лёд) $\longrightarrow$ H_2O(пар) значение стандартной энтальпии

а) меньше нуля
б) равно нулю
в) больше нуля
г) не знаю

4. Правильное применение правила Гесса для реакции $2A \longrightarrow 3B$

а) $3\,\Delta H^\circ_B - 2\,\Delta H^\circ_A$
б) $2\,\Delta H^\circ_A - 3\,\Delta H^\circ_B$
в) $2\,\Delta H^\circ_A + 3\,\Delta H^\circ_B$
г) не знаю

5. Необходимо нагревание для проведения реакций

а) $S + 2HI = I_2 + H_2S + 69$ кДж

б) $H_2 + I_2 = 2HI - 48$ кДж

в) $C + H_2O = CO + H_2 - Q$

г) $O_3 + 3PbS = 3PbSO_4 + Q$

6. Необходимо нагревание для проведения реакций

а) $CuO + C = CuO + CO$, $\Delta H^0 = +46$ кДж

б) $FeO + CO = Fe + CO_2$, $\Delta H^0 = -17$ кДж

в) $2PbO_2 = 2PbO + O_2$, $\Delta H^0 > 0$

г) $CuCl_2 + Cu = 2CuCl$, $\Delta H^0 < 0$

7. Необходимо нагревание для проведения реакций

а) $PCl_5 = PCl_3 + Cl_2$
б) $2Sb + 3Cl_2 = 2SbCl_3$
в) $CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O$
г) $MgCO_3 = MgO + CO_2$

8. Степень беспорядка в реакции

$$4HNO_{3(ж)} = 4NO_2 + O_2 + 2H_2O$$

а) уменьшается
б) увеличивается
в) не изменяется
г) не знаю

9. Для процесса H_2O(пар) $\longrightarrow$ H_2O(лёд) значение стандартной энтропии

а) меньше нуля
б) больше нуля
в) равно нулю
г) не знаю

10. Для реакции $2H_2O_{2(ж)} = 2H_2O_{(ж)} + O_{2(г)}$ значение стандартной энтропии

а) равно нулю
б) меньше нуля
в) больше нуля
г) не знаю

11. Значение стандартной энтропии больше нуля в реакциях

а) $4FeO + O_2 = 2Fe_2O_3$

б) $Al_2(SO_4)_3 = Al_2O_3 + 3SO_{3(г)}$

в) $2NH_3 + SO_3 + H_2O = (NH_4)_2SO_4$

г) $S + 4HNO_3 = SO_2\uparrow + 4NO_2\uparrow + 2H_2O$

12. Для реакции

$Fe_2O_3 + H_2 = 2FeO + H_2O$, $\Delta H^0 = 38$ кДж, $\Delta S^0 = 0,093$ кДж/К

значение стандартной энергии Гиббса следует рассчитывать по выражению

а) $+38 + 0,093T$ в) $+38 - 0,093T$

б) $-38 - 0,093T$ г) $-38 + 0,093T$

13. При 25 °С возможно самопроизвольное протекание реакций

а) $CS_2 + 3O_2 = CO_2 + 2SO_2$, $\Delta G^\circ_{298} = -1058$ кДж

б) $Al_2O_3 + 2Cr = Cr_2O_3 + 2Al$, $\Delta G^\circ_{298} = 23$ кДж

в) $6HF + N_2 = 2NF_3 + 3H_2$, $\Delta G^\circ_{298} > 0$

г) $2PbS + 3O_2 = 2PbO + 2SO_2$, $\Delta G^\circ_{298} < 0$

14. При протекании реакции концентрация реагентов

а) увеличивается в) уменьшается

б) не изменяется г) не знаю

15. При протекании реакции концентрация продуктов

а) увеличивается в) уменьшается

б) не изменяется г) не знаю

16. Скорость реакции $A + B \longrightarrow D$ выше в том случае, где через 30 с масса продукта равна

а) 11 г б) 23 г в) 47 г г) 62 г

17. Скорость реакции $A \longrightarrow \ldots$ выше в том случае, где концентрация А, равная вначале 0,3 моль/л, через 40 с составит

а) 0,01 моль/л в) 0,03 моль/л

б) 0,02 моль/л г) 0,04 моль/л

18. Правильное выражение кинетического закона действующих масс для реакции $A_{(г)} + B_{(г)} \longrightarrow 2D_{(г)}$ — это

а) kc_Ac_B/c_D^2 в) $kc_Ac_Bc_D^2$

б) $kc_D^2/(c_Ac_B)$ г) kc_Ac_B

19. Правильное выражение кинетического закона действующих масс для реакции $A_{(г)} + 2B_{(т)} \longrightarrow 3D_{(ж)}$ — это

а) kc^3 б) kc_A в) kc_B^2 г) $kc_Ac_B^2$

20. При взаимодействии H_2 с Cl_2, Br_2 и I_2 в сосудах равного объема через 27 с образуется по 0,04 моль продуктов. Скорость реакции

а) выше для I_2 в) одинакова

б) выше для Cl_2 г) выше для Br_2

21. При получении HCl, HBr и HI из простых веществ в сосудах равного объема через 46 с образуется по 17,49 г этих газов. Скорость реакции

а) выше для HCl в) выше для HI

б) выше для HBr г) одинакова

22. Для гомогенной реакции $A + B \longrightarrow \ldots$ при одновременном увеличении молярной концентрации исходных веществ в 3 раза скорость реакции возрастет

а) в 2 раза б) в 3 раза в) в 6 раз г) в 9 раз

23. Скорость реакции

$$H_{2(г)} + I_{2(г)} \longrightarrow 2HI$$

понизится в 16 раз при одновременном уменьшении молярных концентраций реагентов

а) в 2 раза б) в 4 раза в) в 8 раз г) в 16 раз

24. Скорость реакции

$$N_2 + O_2 \longrightarrow 2NO$$

при уменьшении давления системы в 4 раза понизится

а) в 4 раза б) в 8 раз в) в 16 раз г) в 32 раза

25. Скорость реакции

$$CO_2 + H_2 \longrightarrow CO + H_2O$$

при увеличении молярных концентраций в 3 раза (CO_2) и в 2 раза (H_2) возрастет

а) в 2 раза б) в 3 раза в) в 5 раз г) в 6 раз

26. Скорость реакции

$$C_{(т)} + O_2 \longrightarrow CO_2$$

при $V = \text{const}$ и увеличении количеств реагентов в 4 раза возрастет

а) в 4 раза б) в 8 раз в) в 16 раз г) в 32 раза

27. Скорость реакции с температурным коэффициентом 2 при 10 °С равна 2 моль/(л · с), а ее численное значение при 30 °С составит

а) 2 б) 4 в) 6 г) 8

28. Для увеличения скорости реакции в 64 раза (температурный коэффициент 4) необходимо повысить температуру

а) на 10 °С б) на 20 °С в) на 30 °С г) на 40 °С

29. Правильное выражение равновесного закона действующих масс для гомогенной реакции $2NO_2 \rightleftharpoons N_2O_4$ — это

а) $\frac{[N_2O_4]}{[NO_2]^2}$ б) $\frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$ в) $\frac{[N_2O_4]}{[NO_2]}$ г) $[NO_2]^2[N_2O_4]$

30. Правильное выражение равновесного закона действующих масс для гетерогенной реакции $2C_{(т)} + O_2 \rightleftharpoons 2CO$ — это

а) $\frac{[C]^2[O_2]}{[CO]^2}$ б) $\frac{[CO]^2}{[C]^2[O_2]}$ в) $\frac{[O_2]}{[CO]^2}$ г) $\frac{[CO]^2}{[O_2]}$

31. В равновесной смеси для реакции

$$CO_2 + 4H_2 \rightleftharpoons CH_4 + 2H_2O,\ K_c = 0,04$$

преобладают

а) реагенты в) реагент H_2
б) продукты г) продукт H_2O

32. В равновесной смеси для реакции

$$CO_2 + H_2 \rightleftharpoons CO + H_2O,\ K_c = 128$$

преобладают

а) реагенты в) ни те ни другие
б) продукты г) не знаю

33. Энергетический эффект, которым сопровождается реакция

$$N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO,\ K_c = 0,07\ (t_1),\ K_c = 268\ (t_2 > t_1)$$

называется

а) *экзо*-эффект в) эффекта нет
б) *эндо*-эффект г) не знаю

34. Температуру равновероятности реакции можно рассчитать при соотношении $\Delta H°/\Delta S°$

а) $\frac{-20}{0,04}$ б) $\frac{-20}{-0,04}$ в) $\frac{40}{-0,04}$ г) $\frac{40}{0,04}$

35. Реальные значения температуры равновероятности реакции (по данным теста 34) — это

а) −500 К б) 500 К в) −1000 К г) 1000 К

36. Состоянию равновесия

$$CO + H_2O \rightleftharpoons CO_2 + H_2,\ \Delta H^0 = -40 \text{ кДж},\ \Delta S^0 = -0,04 \text{ кДж/К}$$

отвечает стандартная энергия Гиббса реакции

а) −80 кДж б) 0 кДж в) +80 кДж г) не знаю

37. Способы, смещающие равновесие реакции

$$CO_{2(г)} + 2SO_{3(г)} \rightleftharpoons CS_{2(г)} + 4O_{2(г)} - Q$$

вправо, — это

а) увеличение концентрации реагента
б) увеличение концентрации продукта
в) повышение температуры
г) повышение давления

38. Способы, смещающие равновесие реакции

$$2NH_{3(г)} + 3CuO_{(т)} \rightleftharpoons 3Cu_{(т)} + N_{2(г)} + 3H_2O_{(ж)} + Q$$

вправо, — это

а) увеличение концентрации аммиака
б) повышение температуры
в) понижение давления
г) повышение давления

39. Способы, смещающие равновесие гомогенной реакции

$$2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$$

вправо, — это

а) уменьшение концентрации продукта
б) уменьшение концентрации кислорода
в) увеличение концентрации продукта
г) увеличение концентрации кислорода

40. Способы, смещающие равновесие гомогенной реакции

$$PCl_3 + Cl_2 \rightleftharpoons PCl_5$$

влево, — это

а) уменьшение концентрации продукта
б) увеличение концентрации хлора
в) уменьшение концентрации хлора
г) увеличение концентрации продукта

41. Способ, смещающий равновесие реакции

$$2CuO_{(т)} + CO \rightleftharpoons Cu_2O_{(т)} + CO_2$$

вправо, — это

а) увеличение концентрации угарного газа
б) увеличение концентрации углекислого газа
в) уменьшение концентрации оксида меди(I)
г) уменьшение концентрации оксида меди(II)

42. В гомогенной реакции

$$4HCl + O_2 \rightleftharpoons 2Cl_2 + 2H_2O$$

при повышении давления равновесие сместится

а) влево б) вправо в) не сместится г) не знаю

43. В гомогенной реакции

$$2H_2S + 3O_2 \rightleftharpoons 2SO_2 + 2H_2O$$

при понижении давления равновесие сместится

а) влево б) вправо в) не сместится г) не знаю

44. Возможно смещение равновесия в реакции

$$Fe_2O_{3(т)} + 3CO \rightleftharpoons 2Fe_{(т)} + 3CO_2$$

а) при повышении давления — влево
б) при понижении давления — вправо
в) при изменении давления смещение невозможно
г) не знаю

45. При повышении давления равновесие реакции

$$S_{(т)} + 2HI \rightleftharpoons I_2 + H_2S$$

а) сместится вправо в) не сместится
б) сместится влево г) не знаю

46. При понижении давления равновесие реакции

$$CO_2 + H_2 \rightleftharpoons CO + H_2O_{(ж)}$$

а) сместится влево в) не сместится
б) сместится вправо г) не знаю

47. При охлаждении равновесие реакции

$$H_2 + S \rightleftharpoons H_2S + Q$$

а) сместится влево в) не сместится
б) сместится вправо г) не знаю

48. При нагревании равновесие реакции

$$N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO - Q$$

а) сместится вправо в) не сместится
б) сместится влево г) не знаю

49. При одновременном повышении давления и охлаждении смещение равновесия в гомогенной реакции

$$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3 + Q$$

будет однонаправленным

а) влево б) вправо в) не будет г) не знаю

50. При одновременном понижении давления и температуры в гетерогенной реакции

$$C_{(т)} + 2N_2O \rightleftharpoons CO_2 + 2N_2 + Q$$

выход продуктов

а) увеличится в) не изменится
б) уменьшится г) не знаю

Ответы

1. в. **2.** б. **3.** в. **4.** а. **5.** б, в. **6.** а, в. **7.** а, г. **8.** б. **9.** а. **10.** в. **11.** б, г. **12.** в. **13.** а, г. **14.** в. **15.** а. **16.** г. **17.** а. **18.** г. **19.** б. **20.** в. **21.** а. **22.** г. **23.** б. **24.** в. **25.** г. **26.** а. **27.** г. **28.** в. **29.** а. **30.** г. **31.** а. **32.** б. **33.** б. **34.** б, г. **35.** б, г. **36.** б. **37.** а, в. **38.** а, г. **39.** а, г. **40.** в, г. **41.** а. **42.** б. **43.** а. **44.** в. **45.** в. **46.** а. **47.** б. **48.** а. **49.** б. **50.** б.

РАЗДЕЛ 5

1. Правильные утверждения — это:

а) период включает элементы многих групп
б) каждый период обязательно содержит *s*-, *p*- и *d*-элементы
в) каждая А-группа состоит из 6 элементов
г) переходные элементы расположены между *s*-элементами (слева) и *p*-элементами (справа)

2. В 4-м периоде число элементов равно
а) 2 б) 8 в) 18 г) 32

3. В IIIБ-группе число элементов равно
а) 4 б) 14 в) 15 г) 18

4. Правильные утверждения — это:
а) в атомах металлов валентными электронами заполняется только *s*-подуровень
б) в атомах переходных металлов последним заполняется *d*-подуровень
в) в атомах благородных газов валентные подуровни завершенные
г) в атомах щелочных металлов имеется незавершенный *p*-подуровень

5. Элемент *мышьяк* относится к
а) *s*-элементам в) *d*-элементам
б) *p*-элементам г) переходным элементам

6—8. Заполнение электронами
6. *p*-Подуровня **7.** *d*-Подуровня **8.** *s*-Подуровня
происходит у атома элемента
а) кремний б) кальций в) кобальт г) не знаю

9. В строении атомов Cl, Mn и Br одинаковое
а) число энергетических уровней
б) число валентных подуровней
в) число валентных электронов
г) общее число электронов

10. Правильно составленная электронная формула атома — это
а) $1s^22s^23s^22p^63p^5$ в) $1s^22s^22p^43s^23p^6$
б) $1s^22s^22p^63s^23p^5$ г) $1s^22s^22p^63s^23p^63d^3$

11. Атому элемента *фосфор* отвечает электронная формула
а) $1s^22s^22p^63s^23p^2$ в) $1s^22s^22p^63s^23p^4$
б) $1s^22s^22p^63s^23p^3$ г) $1s^22s^22p^63s^23p^5$

12. Электронная формула атома железа — это
а) $...3p^63d^24s^2$ в) $...3p^63d^84s^2$
б) $...3p^63d^64s^2$ г) $...3p^63d^{10}4s^2$

13. Атому элемента *марганец* отвечает сокращенная электронная формула
а) $[_{18}Ar]3d^54s^2$ в) $[_{10}Ne]3s^23p^5$
б) $[_{18}Ar, 3d^{10}]4s^24p^5$ г) $[_{36}Kr]4d^55s^2$

14. Порядковый номер элемента с сокращенной электронной формулой атома $[_{18}Ar]3d^34s^2$ равен
а) 5 б) 13 в) 23 г) 33

15. Название элемента с электронной формулой атома $...3p^63d^54s^1$ — это
а) хром б) марганец в) медь г) цинк

16. Число неспаренных электронов в атоме железа равно
а) 2 б) 3 в) 4 г) 8

17. Координаты элемента, атом которого имеет валентные электроны $3d^24s^2$, — это
а) 3-й период, IIA-группа в) 4-й период, IIБ-группа
б) 3-й период, IVA-группа г) 4-й период, IVБ-группа

18. Электронная формула аниона $Э^{2-} = ...3s^23p^6$ отвечает элементу
а) аргон б) хлор в) сера г) фосфор

19. Электронная формула катиона $Э^{2+} = ...3p^63d^5$ отвечает элементу
а) мышьяк б) марганец в) железо г) бром

20. Суммарное число электронов в катионе Mg^{2+} и анионе F^- равно
а) 9 б) 10 в) 20 г) 21

21. Сходные химические свойства имеют элементы
а) Ca и Cl б) Cr и Se в) Ge и Sn г) Al и Ar

22. Металлические свойства элементов 3-го периода от Na к Cl
а) усиливаются в) не изменяются
б) ослабевают г) не знаю

23. Неметаллические свойства элементов VA-группы
а) усиливаются от N к Bi в) не изменяются
б) усиливаются от Bi к N г) не знаю

24. В состав фторидов $ЭF_3$ могут входить атомы элементов

а) кислород б) фосфор в) кремний г) бор

25. В состав оксидов $ЭO_2$ могут входить атомы элементов

а) азот б) углерод в) магний г) сера

Ответы

1. а, г. **2.** в. **3.** г. **4.** б, в. **5.** б. **6.** а. **7.** в. **8.** б. **9.** б, в. **10.** б. **11.** б. **12.** б. **13.** а. **14.** в. **15.** а. **16.** в. **17.** г. **18.** в. **19.** б. **20.** в. **21.** в. **22.** б. **23.** б. **24.** б, г. **25.** а, б, г.

РАЗДЕЛ 6

1—2. Электроотрицательность элементов по ряду

1. Si—P—S—Cl **2.** Cl—Br—I—At

а) не изменяется в) возрастает

б) убывает г) не знаю

3. Электроотрицательность элементов возрастает в рядах

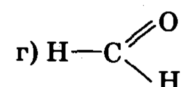
а) O—S—Se—Te в) C—N—O—F

б) C—B—Be—Li г) Pb—Sn—Ge—Si

4. Соединения с низшей степенью окисления азота — это

а) HNO_2 б) N_2O в) NH_4Cl г) H—C≡N

5. Соединения с высшей степенью окисления углерода — это

а) CS_2 б) C_2H_2 в) $BaCO_3$ г) 

6—7. Степень окисления первого (слева) элемента в формуле

6. NF_4^+ **7.** AlH_4^-

а) −III б) +III в) −V г) +V

8. Только ковалентные связи имеются в соединении

а) $Ca(OH)_2$ б) NH_4NO_3 в) H_2O_2 г) Na_2O_2

9. Число общих электронных пар в молекуле азота равно

а) 1 б) 2 в) 3 г) 4

10—11. Соединение, в котором ковалентные связи

10. неполярные **11.** полярные

а) OF_2 б) LiH в) Br_2 г) $CaBr_2$

12. Полярность связи выше в молекуле

а) HCl б) HI в) HBr г) HF

13—15. В ряду $H_2O—H_2S—H_2Se—H_2Te$

13. полярность связи **14.** энергия связи **15.** длина связи

а) уменьшается в) не изменяется

б) увеличивается г) не знаю

16. Между атомами кислорода и водорода может образоваться только

а) σ-связь б) π-связь в) двойная связь г) тройная связь

17. Кратные связи имеются в молекулах

а) HCOOH б) CCl_4 в) C_3H_8 г) C_3H_4

18. Одинаковы для частиц NH_2^-, NH_3 и NH_4^+

а) валентность азота в) геометрическая форма

б) степень окисления азота г) число электронных пар

19. Тип гибридизации атомных орбиталей азота в частицах NF_4^+, NH_3 и NH_4^+ — это

а) *sp* б) sp^2 в) sp^3 г) sp^3d^2

20—22. Геометрическая форма молекулы

20. SiH_4 **21.** CO_2 **22.** BF_3

а) линейная в) тетраэдрическая

б) треугольная г) октаэдрическая

23—25. Геометрическая форма иона

23. BF_4^- **24.** BeO_2^{2-} **25.** PCl_6^-

а) линейная в) октаэдрическая

б) тетраэдрическая г) тригонально-бипирамидальная

26. Молекулы с неподеленными парами электронов — это

а) XeF_4 б) NF_3 в) SiF_4 г) BF_3

27—29. Тип гибридизации атомных орбиталей углерода в молекуле

27. $H_3C—O—H$ (H—C(H)(H)—O—H) **28.** H—C≡C—H **29.** H—C(=O)—H

а) *sp* б) sp^2 в) sp^3 г) sp^3d

30. Соединение, в котором имеются только ионные связи, — это

а) H_2SO_4 б) Na_2S в) Na_2O_2 г) NH_4Cl

31. Вещество с металлической связью — это

а) поваренная соль в) железный купорос
б) железо г) сахароза

32. Водородные связи образуют соединения

а) ацетат натрия в) аммиак
б) гидросульфат натрия г) этанол

33. Частицы, называемые радикалами, — это

а) SO_2 б) ClO_2 в) C_2H_6 г) C_2H_5

34. «Твердое, тугоплавкое, нелетучее вещество» — характеристика

а) нафталина в) хлорида аммония
б) фторида кальция г) формальдегида

35. «Твердое, легкоплавкое, летучее вещество» — характеристика

а) сахарозы в) фенола
б) диоксида кремния г) этанола

Ответы

1. в. **2.** б. **3.** в, г. **4.** в, г. **5.** а, в. **6.** г. **7.** б. **8.** в. **9.** в. **10.** в. **11.** а. **12.** г. **13.** а. **14.** а. **15.** б. **16.** а. **17.** а, г. **18.** б, г. **19.** в. **20.** в. **21.** а. **22.** б. **23.** б. **24.** а. **25.** в. **26.** а, б. **27.** в. **28.** а. **29.** б. **30.** б. **31.** б. **32.** в, г. **33.** б, г. **34.** б. **35.** в.

РАЗДЕЛ 7

1. Водные растворы (в отличие от эмульсий и суспензий) образуют

а) медный купорос в) жидкое масло
б) поваренная соль г) карборунд

2—3. При повышении

2. температуры **3.** давления

растворимость газа в воде

а) увеличивается в) не изменяется
б) уменьшается г) не знаю

4. При пропускании воздуха через воду происходит растворение

а) только кислорода в) обоих газов
б) только азота г) не знаю

5. Раствор с массовой долей 24% могут образовать

а) мел б) поташ в) гипс г) едкий натр

6. Только очень разбавленные растворы могут образовать

а) ки́новарь в) флюорит
б) серная кислота г) едкое кали

7. Раствор, находящийся в контакте с кристаллами растворенного вещества, называется

а) ненасыщенный в) пересыщенный
б) насыщенный г) не знаю

8. Ненасыщенность раствора соли можно подтвердить однозначно

а) добавлением воды в) нагреванием
б) добавлением соли г) охлаждением

9—10. Из приготовленного ненасыщенного раствора соли

9. $k = 10$ г при 20 °С, 26 г при 60 °С/100 г H_2O

10. $k = 28$ г при 20 °С, 12 г при 60 °С/100 г H_2O

может выпасть осадок после

а) нагревания в) добавления соли
б) охлаждения г) добавления воды

11—12. Осадок под насыщенным раствором соли

11. см. тест 9 **12.** см. тест 10

может раствориться при

а) добавлении воды в) охлаждении
б) добавлении соли г) нагревании

13. Однозначный способ перевода насыщенного раствора любой соли в ненасыщенный — это

а) добавление соли в) охлаждение
б) добавление воды г) нагревание

14. Однозначный способ перевода ненасыщенного раствора любой соли в насыщенный — это

а) добавление воды в) нагревание
б) испарение воды г) охлаждение

15. Расчет массовой доли вещества В в растворе проводят по выражениям

а) $\frac{m_B}{m_{H_2O}}$ б) $\frac{n_B M_B}{m_B + m_{H_2O}}$ в) $\frac{m_B}{m_{(p)}}$ г) $\frac{n_B M_B}{m_{(p)} - m_{H_2O}}$

16. Расчет молярной концентрации вещества В в растворе проводят по выражениям

а) $\frac{m_B/M_B}{m_{(p)}/\rho_{(p)}}$ б) $\frac{m_B}{m_B + m_{H_2O}}$ в) $\frac{n_B M_B}{V_{(p)}\rho_{(p)}}$ г) $\frac{n_B}{V_{(p)}}$

17. Для приготовления 10%-ного раствора надо знать

а) плотность раствора в) массу воды
б) формулу соли г) растворимость соли

18. Для приготовления 10%-ного раствора можно взять

а) 10 г соли и 100 г воды в) 30 г соли и 300 г воды
б) 20 г соли и 180 г воды г) 40 г соли и 360 г воды

19. Раствор соли будет 10%-ным, если он приготовлен растворением

а) 1 г соли в 9 г воды в) 3 г соли в 27 г воды
б) 2 г соли в 20 г воды г) 4 г соли в 46 г воды

20. При смешивании 0,32%-ного и 0,14%-ного растворов одной соли могут образоваться растворы

а) 0,12%-ный в) 0,23%-ный
б) 0,18%-ный г) 0,46%-ный

21. Для приготовления 1М раствора надо знать

а) растворимость соли в) формулу соли
б) объем раствора г) объем воды

22. Для приготовления 0,02М раствора берут ... (г, моль) соли и растворяют в мерной колбе объемом ... мл:

а) 2 г 100 мл в) 10 г 500 мл
б) 0,04 моль 2000 мл г) 0,01 моль 500 мл

23. Раствор соли будет 0,4М, если в 400 мл его содержится ... (г, моль) соли:

а) 0,001 моль б) 0,001 г в) 0,16 моль г) 0,16 г

24. При смешивании 0,84М и 0,16М растворов одной соли могут образоваться растворы

а) 0,1М б) 0,36М в) 0,62М г) 1М

25. Смешали равные объемы 0,2М и 0,4М растворов одной соли. После частичного выпаривания могут образоваться растворы

а) 0,2М б) 0,3М в) 0,4М г) 0,6М

Ответы

1. а, б. **2.** б. **3.** а. **4.** в. **5.** б, г. **6.** а, в. **7.** б. **8.** б, г. **9.** б, в. **10.** а, г. **11.** а, г. **12.** а, в. **13.** б. **14.** б. **15.** б, в. **16.** а, г. **17.** в, г. **18.** б, г. **19.** а, в. **20.** б, в. **21.** а, б, в. **22.** б, г. **23.** в. **24.** б, в. **25.** в, г.

РАЗДЕЛ 8

1—4. Электролитическая диссоциация

1. гидроксида бария **3.** сульфата алюминия-калия
2. угольной кислоты **4.** ортофосфорной кислоты

протекает в следующее число стадий:

а) 1 б) 2 в) 3 г) 4

5. Реакции, для которых составление ионных уравнений имеет смысл, — это

а) $2Fe(OH)_2 + H_2O_2 = 2FeO(OH)\downarrow + 2H_2O$
б) $Cl_2 + 2H_2O + SO_2 = 2HCl + H_2SO_4$
в) $2CH_4 + 2NH_3 + 3O_2 = 2HCN + 6H_2O$
г) $Li_3N + 3H_2O = 3LiOH + NH_3\uparrow$

6. Ионному уравнению

$$OH^- + H^+ = H_2O$$

соответствует молекулярное уравнение

а) $Ba(OH)_2 + H_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2H_2O$
б) $Ba(OH)_2 + 2HBr = BaBr_2 + 2H_2O$
в) $2KOH + H_2CO_3 = K_2CO_3 + 2H_2O$
г) $NH_3 \cdot H_2O + HCl = NH_4Cl + H_2O$

7. Ионному уравнению

$$CO_3^{2-} + 2H^+ = CO_2\uparrow + H_2O$$

соответствует молекулярное уравнение реакции

а) $Na_2CO_3 + H_3PO_4 \longrightarrow ...$ в) $K_2CO_3 + HClO_4 \longrightarrow ...$
б) $CaCO_3 + HCl \longrightarrow ...$ г) $KHCO_3 + HNO_3 \longrightarrow ...$

8. Реакции, в результате которых выделяется газ, — это

а) $Pb(NO_3)_2 + Na_2S \longrightarrow \ldots$ в) $FeSO_4 + KOH \longrightarrow \ldots$
б) $K_2CO_3 + HCl \longrightarrow \ldots$ г) $CaC_2 + H_2O \longrightarrow \ldots$

9. Реакции, в результате которых выделяется осадок, — это

а) $FeS + HCl \longrightarrow \ldots$ в) $CaCl_2 + K_3PO_4 \longrightarrow \ldots$
б) $Na_2CO_3 + HNO_3 \longrightarrow \ldots$ г) $Al_2S_3 + H_2O \longrightarrow \ldots$

10—13. В молекулярном уравнении реакции

10. $Pb(NO_3)_2 + H_2S \longrightarrow \ldots$ **12.** $Ba(OH)_2 + CuCl_2 \longrightarrow \ldots$

11. $FeCl_3 + Na_3PO_4 \longrightarrow \ldots$ **13.** $PCl_3O + H_2O \longrightarrow \ldots$

сумма коэффициентов равна:

а) 4 б) 5 в) 6 г) 8

14. В водном растворе могут существовать совместно

а) бромид бария и сульфат аммония
б) хлорид бария и нитрат хрома(III)
в) гидроксид бария и нитрат магния
г) сульфид стронция и ацетат калия

15. Соли, которые подвергаются гидролизу, — это

а) $FeSO_4$ б) $BaSO_4$ в) CaF_2 г) KF

16. Соли, которые не подвергаются гидролизу, — это

а) $FeBr_2$ б) NaBr в) $Ba(ClO_4)_2$ г) $Ca(ClO)_2$

17. Не гидролизуются хлориды

а) бария б) алюминия в) железа(III) г) лития

18. Не гидролизуются соли калия

а) сульфид б) сульфит в) сульфат г) иодид

19. Соли, которые гидролизуются по катиону, — это

а) $CaBr_2$ б) $FeBr_3$ в) NH_4NO_3 г) KNO_3

20. Соли, которые гидролизуются по аниону, — это

а) $MnCl_2$ б) AgF в) $KClO_4$ г) KClO

21. При гидролизе хлорида хрома(III) образуется

а) $Cr(OH)_2^+$ б) $CrOH^{2+}$ в) $Cr(OH)_3$ г) $[Cr(OH)_6]^{3-}$

22. При гидролизе ортофосфата натрия образуется

а) HPO_4^{2-} б) $H_2PO_4^-$ в) H_3PO_4 г) не знаю

23—26. В системе двух уравнений — диссоциации и собственно гидролиза

23. цианида бария **25.** фторида цезия
24. ортофосфата калия **26.** сульфата алюминия-калия

общая сумма коэффициентов равна

а) 6 б) 7 в) 8 г) 9

27—29. В растворе

27. перхлората кальция **28.** фторида серебра(I) **29.** сульфата железа(III)

среда будет

а) кислотной б) нейтральной в) щелочной г) не знаю

30. Кислотную среду имеют растворы

а) Na_2SO_4 б) $ZnSO_4$ в) $AlCl_3$ г) $BaCl_2$

31. Щелочную среду имеют растворы

а) $FeSO_4$ б) $Fe(ClO_4)_2$ в) K_2SO_3 г) K_2CO_3

32. Лакмус изменит окраску в растворах

а) K_2SO_4 б) $Zn(NO_3)_2$ в) $Ba(NO_3)_2$ г) H_3PO_4

33. Метиловый оранжевый изменит окраску в растворах

а) Na_2CO_3 б) $Al(NO_3)_3$ в) $HClO_4$ г) NaCN

34. Фенолфталеин окрасится в растворах

а) HNO_3 б) $Pb(NO_3)_2$ в) Na_3PO_4 г) $Ba(OH)_2$

35. Наборы веществ, отдельные растворы которых можно различить лакмусом, — это

а) $AlCl_3$, $CaCl_2$, NaClO в) $KClO_4$, K_2SO_4, KNO_3
б) Cs_2CO_3, Rb_2CO_3, KF г) $(NH_4)_2SO_4$, Na_2SO_4, Na_2SO_3

36. Нейтральным будет раствор

а) K_2SO_3 б) $AlCl_3$ в) Li_2SO_4 г) $KHCO_3$

37. Кислым будет раствор

а) NaF б) $NaNO_3$ в) $NaNO_2$ г) HNO_2

38. Щелочным будет раствор

а) K_2CO_3 б) KBr в) $NaHSO_4$ г) $FeSO_4$

39. Среда станет нейтральной после смешивания равных объемов 0,01М растворов

а) KOH, HNO_3 в) $Ba(OH)_2$, HNO_3
б) KOH, H_2SO_4 г) $Ba(OH)_2$, H_2SO_4

40. В конечном растворе среда будет кислотной после реакций

а) $2NaOH + H_2S = \ldots$ в) $Ca(OH)_2 + 2HF = \ldots$
б) $2(NH_3 \cdot H_2O) + H_2SO_4 = \ldots$ г) $Ni(OH)_2 + 2HNO_3 = \ldots$

Ответы

1. а. **2.** б. **3.** а. **4.** в. **5.** б, г. **6.** б. **7.** в. **8.** б, г. **9.** в, г. **10.** б. **11.** в. **12.** а. **13.** г. **14.** б, г. **15.** а, г. **16.** б, в. **17.** а, г. **18.** в, г. **19.** б, в. **20.** б, г. **21.** б. **22.** а. **23.** в. **24.** г. **25.** б. **26.** г. **27.** б. **28.** в. **29.** а. **30.** б, в. **31.** в, г. **32.** б, г. **33.** б, в. **34.** в, г. **35.** а, г. **36.** в. **37.** г. **38.** а. **39.** а, г. **40.** б, г.

РАЗДЕЛ 9

1—2. Окисление — это ... степени окисления элемента (подберите правильное слово). В переходах

1. $CuS \longrightarrow CuSO_4$ **2.** $MnO \longrightarrow K_2MnO_4$

укажите ту степень окисления, которая изменится для некоторого элемента в реагенте:

а) повышение, +II в) повышение, –II
б) понижение, +II г) понижение, –II

3—4. Восстановление — это ... степени окисления элемента (подберите правильное слово). В переходах

3. $PbO_2 \longrightarrow Pb(NO_3)_2$ **4.** $KClO_3 \longrightarrow KCl$

укажите ту степень окисления, которая изменится для некоторого элемента в реагенте:

а) повышение, +V в) повышение, +IV
б) понижение, +V г) понижение, +IV

5—6. Окислитель — это вещество, в котором некоторый элемент ... свою степень окисления (подберите правильное слово). В переходах

5. $KMnO_4 \longrightarrow MnSO_4$ **6.** $HNO_3 \longrightarrow NO_2$

укажите степень окисления такого элемента в реагенте:

а) повышает, +V в) повышает, +VII
б) понижает, +V г) понижает, +VII

7—8. Восстановитель — это вещество, в котором некоторый элемент ... свою степень окисления (подберите правильное слово). В переходах

7. $KNO_2 \longrightarrow KNO_3$ **8.** $K_2SO_3 \longrightarrow K_2SO_4$

укажите степень окисления такого элемента в реагенте:

а) повышает, +IV в) повышает, +III
б) понижает, +IV г) понижает, +III

9—10. Окисление — это ... некоторого числа электронов (подберите правильное слово). В переходах

9. $Al \longrightarrow AlCl_3$ **10.** $Cu \longrightarrow CuCl_2$

определите такое число электронов:

а) отдача, $2e^-$ в) отдача, $3e^-$
б) прием, $2e^-$ г) прием, $3e^-$

11—12. Восстановление — это ... некоторого числа электронов (подберите правильное слово). В переходах

11. $SO_2 \longrightarrow S$ **12.** $S \longrightarrow H_2S$

определите такое число электронов:

а) отдача, $2e^-$ в) отдача, $4e^-$
б) прием, $2e^-$ г) прием, $4e^-$

13—14. Окислитель — это вещество, которое ... некоторое число электронов (подберите правильное слово). В переходах

13. $Cl_2 \longrightarrow 2Cl^-$ **14.** $O_2 \longrightarrow 2H_2O$

определите такое число электронов в расчете на одну молекулу реагента:

а) отдает, $4e^-$ в) отдает, $2e^-$
б) принимает, $4e^-$ г) принимает, $2e^-$

15—16. Восстановитель — это вещество, которое ... некоторое число электронов (подберите правильное слово). В переходах

15. $I_2 \longrightarrow 2HIO_3$ 16. $Cr_2O_3 \longrightarrow 2CrO_3$

определите такое число электронов в расчете на одну формульную единицу (молекулу) реагента:

а) отдает, $6e^-$ в) отдает, $10e^-$
б) принимает, $6e^-$ г) принимает, $10e^-$

17. Укажите процессы окисления:

а) $KNO_2 \longrightarrow KNO_3$ в) $FeSO_4 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3$
б) $CaCO_3 \longrightarrow Ca(HCO_3)_2$ г) $K_2MnO_4 \longrightarrow MnO_2$

18. Укажите процессы восстановления:

а) $KHSO_4 \longrightarrow K_2S_2O_7$ в) $KCl \longrightarrow KClO_3$
б) $KMnO_4 \longrightarrow K_2MnO_4$ г) $HNO_3 \longrightarrow NO$

19. Укажите переходы, в которых реагент является окислителем:

а) $H_2 \longrightarrow H_2O$ в) $CO \longrightarrow CO_2$
б) $H_2 \longrightarrow NaH$ г) $CaCO_3 \longrightarrow CaC_2$

20. Укажите переходы, в которых реагент является восстановителем:

а) $I_2 \longrightarrow HIO_3$ в) $NO \longrightarrow HNO_2$
б) $I_2 \longrightarrow KI$ г) $NO \longrightarrow NH_3$

21—24. Укажите фразы, описывающие окислительно-восстановительные процессы:

21. а) почернение серебряных предметов на воздухе
б) образование озона из кислорода воздуха
в) сжигание каменного угля на воздухе
г) выделение газа при прокаливании мрамора

22. а) скисание виноградного вина
б) разогревание олеума при добавлении воды
в) перевод негашёной извести в гашёную
г) горение магния на воздухе

23. а) поглощение влаги серной кислотой
б) ржавление железа во влажном воздухе
в) выделение газа при внесении натрия в воду
г) выделение газов при прокаливании нашатыря

24. а) выделение газа при прокаливании малахита
б) поглощение влаги оксидом фосфора(V)
в) сгорание бензина в автодвигателе
г) электролиз расплава поваренной соли

25—26. Укажите типичные окислители:

25. а) O_2 б) $KMnO_4$ в) Mg г) PbO_2 д) NH_3

26. а) F_2 б) H_2S в) $K_2Cr_2O_7$ г) $FeSO_4$ д) HNO_3

27—28. Укажите типичные восстановители:

27. а) Br_2 б) Al в) H_2S г) H_2O_2 д) H_2SO_4(конц.)

28. а) Zn б) MnO_2 в) Cl_2 г) K_2CrO_4 д) KI

29—30. Укажите окислительно-восстановительные реакции:

29. а) $SiO_2 + 2Na_2CO_3 = Na_4SiO_4 + 2CO_2$
б) $Cl_2 + 2H_2O + SO_2 = 2HCl + H_2SO_4$
в) $Fe_2O_3 + 3CO = 2Fe + 3CO_2$

30. а) $2Cr_2O_3 + 3O_2 + 4Na_2CO_3 = 4Na_2CrO_4 + 4CO_2$
б) $B_2O_3 + 3CaF_2 + 3H_2SO_4 = 2BF_3 + 3CaSO_4 + 3H_2O$
в) $4NH_3 + 3O_2 = 2N_2 + 6H_2O$

31—34. В уравнении полуреакции восстановления для перехода

31. $HNO_3 \longrightarrow N_2$ 33. $Mn_2O_7 \longrightarrow MnO$

32. $H_2O_2 \longrightarrow H_2O$ 34. $CrO_3 \longrightarrow Cr_2(SO_4)_3$

число электронов равно:

а) 2 б) 5 в) 6 г) 10

35—38. В уравнении полуреакции окисления для перехода

35. $Ca(NO_2)_2 \longrightarrow Ca(NO_3)_2$ 37. $CrCl_3 \longrightarrow K_2Cr_2O_7$

36. $Br_2 \longrightarrow NaBr$ 38. $H_2O_2 \longrightarrow O_2$

число электронов равно:

а) 2 б) 3 в) 4 г) 6

39—42. В уравнении полуреакции для перехода

39. $MnO_4^- \longrightarrow MnO_2$ **41.** $NO_3^- \longrightarrow NO_2^-$

40. $ClO^- \longrightarrow ClO_3^-$ **42.** $S \longrightarrow SO_4^{2-}$

число электронов равно:

а) 2 б) 3 в) 4 г) 6

43—46. В уравнении реакции

43. $Cl_2 + KBr \longrightarrow KCl + Br_2$

44. $KClO_4 \longrightarrow KCl + O_2$

45. $Na + H_2O \longrightarrow NaOH + H_2$

46. $Fe_2O_3 + C \longrightarrow Fe + CO$

сумма коэффициентов равна:

а) 4 б) 6 в) 7 г) 9

47. В результате реакции

Na_2O_2 (0,5 моль) + H_2O(изб.) $\longrightarrow NaOH + O_2$

образуется щелочь массой

а) 10 г б) 20 г в) 30 г г) 40 г

48. В результате реакции

H_2S (22,4 л, н. у.) + SO_2(изб.) $\longrightarrow S + H_2O$

образуется сера массой

а) 24 г б) 32 г в) 48 г г) 64 г

49. В результате реакции

KI (0,2 моль) + Br_2(изб.) $\longrightarrow I_2 + KBr$

образуется иод массой

а) 12,7 г б) 2,4 г в) 9,8 г г) 101,6 г

50. В результате реакции

BaH_2 (0,5 моль) + H_2O(изб.) $\longrightarrow Ba(OH)_2 + H_2$

выделяется газ объемом (при н. у.)

а) 22,4 л б) 11,2 л в) 4,48 л г) 2,24 л

Ответы

1. а. **2.** в. **3.** г. **4.** б. **5.** г. **6.** б. **7.** в. **8.** а. **9.** в. **10.** а. **11.** г. **12.** б. **13.** г. **14.** б. **15.** в. **16.** а. **17.** а, в. **18.** б, г. **19.** б, г. **20.** а, в. **21.** а, в. **22.** а, г. **23.** б, в. **24.** в, г. **25.** а, б, г. **26.** а, в, д. **27.** б, в. **28.** а, д. **29.** б, в. **30.** а, в. **31.** г. **32.** а. **33.** г. **34.** в. **35.** в. **36.** а. **37.** г. **38.** а. **39.** б. **40.** в. **41.** а. **42.** г. **43.** б. **44.** а. **45.** в. **46.** г. **47.** г. **48.** в. **49.** б. **50.** а.

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

РАЗДЕЛ 10

1. Не относится к оксидам кислородное соединение

а) MnO_2 б) OF_2 в) SiO_2 г) Cl_2O

2. Формула оксида, отвечающая гидроксиду $Cr(OH)_3$, — это

а) CrO_2 б) CrO в) CrO_3 г) Cr_2O_3

3. Формула оксида, отвечающая кислоте $HClO_4$, — это

а) ClO_2 б) ClO_3 в) Cl_2O_7 г) Cl_2O

4. К кислотным оксидам относится

а) Sc_2O_3 б) Cr_2O_3 в) As_2O_3 г) Ga_2O_3

5. К осно́вным оксидам относится

а) Cl_2O б) Cs_2O в) N_2O г) S_2O

6. К амфотерным оксидам относится

а) MgO б) NO в) CO г) ZnO

7. К несолеобразующим оксидам относятся

а) CO б) BeO в) NO г) BaO

8. Оксид хрома с преобладанием кислотных свойств — это

а) Cr_2O_3 б) CrO_3 в) CrO г) CrO_2

9. Правильное название вещества Fe_2O_3 — это

а) оксид железа
б) триоксид железа
в) оксид дижелеза(III)
г) оксид железа(III)

10. Правильные названия вещества NO_2 — это

а) оксид азота
б) оксид азота(II)
в) диоксид азота
г) оксид азота(IV)

11. Не реагирует с водой оксид

а) SO_2 б) NO_2 в) CO_2 г) SiO_2

12. Оксид кальция реагирует с водой и образует

а) кальций
б) гидрид кальция
в) гидроксид кальция
г) не знаю

13. Химически чистый оксид кальция получают

а) сжиганием кальция на воздухе
б) взаимодействием кальция с водой
в) разложением гидроксида кальция при нагревании
г) разложением известняка при нагревании

14. Диоксид селена реагирует с водой и образует
а) селеновую кислоту — в) селеноводород
б) селенистую кислоту — г) селен

15. Продукт взаимодействия вещества N_2O_5 с водой — это
а) HNO_3 б) HNO_2 в) NH_4NO_3 г) $NH_3 \cdot H_2O$

16. Азотная кислота реагирует с оксидами
а) Rb_2O б) CO_2 в) I_2O_5 г) ZnO

17. Кислотный оксид, твердый при обычных условиях и реагирующий с водой, — это
а) CO_2 б) SiO_2 в) NO_2 г) P_2O_5

18. Влажный углекислый газ осушают с помощью
а) P_2O_5 б) H_3PO_4 в) $NaOH$ г) CaO

19—21. Между собой реагируют оксиды

19. а) CaO и Na_2O — в) CaO и Cl_2O
б) CaO и ZnO — г) CaO и NO

20. а) SiO_2 и SO_2 — в) Cl_2O_7 и FeO
б) Cs_2O и N_2O_5 — г) CO и CO_2

21. а) Na_2O и Al_2O_3 — в) P_2O_5 и SO_3
б) MgO и BaO — г) BaO и SO_2

22. Основный и кислотный оксиды не образуются при нагревании
а) $Cu_2CO_3(OH)_2$ б) $CaSO_3$ в) $BaCO_3$ г) $NaNO_3$

23. При взаимодействии оксида лития (1 моль) и пентаоксида диазота (1 моль) образуется количество продукта, равное
а) 0,5 моль б) 1 моль в) 1,5 моль г) 2 моль

24—29. В уравнении реакции

24. $BaO + N_2O_5 =$ — **27.** $Na_2O + Al_2O_3 =$

25. $Na_2O + N_2O_5 =$ — **28.** $SO_3 + Al_2O_3 =$

26. $ThO_2 + N_2O_5 =$ — **29.** $N_2O_5 + Al_2O_3 =$

сумма коэффициентов равна
а) 3 б) 4 в) 5 г) 6

30. К осно́вным гидроксидам относятся
а) $RbOH$ б) $Sr(OH)_2$ в) $Cr(OH)_3$ г) $Si(OH)_4$

31. К кислотным гидроксидам относятся
а) $AlO(OH)$ б) $Al(OH)_3$ в) $NO(OH)$ г) $PO(OH)_3$

32. К амфотерным гидроксидам относятся
а) $Mg(OH)_2$ б) $Be(OH)_2$ в) $Pb(OH)_2$ г) $Ba(OH)_2$

33. Оксиду Cr_2O_3 соответствуют гидроксиды
а) $CrO(OH)$ б) $Cr(OH)_2$ в) $CrO_2(OH)_2$ г) $Cr(OH)_3$

34. Марганцовой кислоте $HMnO_4$ отвечают оксиды
а) MnO_2 б) Mn_2O_3 в) Mn_2O_7 г) MnO

35. Со щелочами и сильными кислотами в разбавленном растворе реагируют гидроксиды
а) $Zn(OH)_2$ б) $Mg(OH)_2$ в) $Fe(OH)_2$ г) $Sn(OH)_2$

36. Выделение водорода будет наблюдаться в реакциях
а) $S + HNO_3$(конц.) = — в) $Al + H_2SO_4$(разб.) =
б) $Fe + HCl$(разб.) = — г) $Zn + H_2SO_4$(конц.) =

37. Краткое ионное уравнение

$$OH^- + H^+ = H_2O$$

отвечает взаимодействию
а) $Fe(OH)_2 + HCl =$ — в) $NaOH + HNO_3 =$
б) $NaOH + HNO_2 =$ — г) $Cu(OH)_2 + H_3PO_4 =$

38. Для уравнения реакции

$$\ldots + CO_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O$$

подходит реагент
а) CaO б) $Ca(HCO_3)_2$ в) Ca г) $Ca(OH)_2$

39. После смешивания 400 г 10%-ного раствора $NaOH$ с 49 г H_2SO_4 среда станет
а) щелочной — в) кислотной
б) нейтральной — г) не знаю

40. Смешали 490 г 10%-ной H_2SO_4 и 0,5 моль $BaCO_3$, смесь прокипятили, охладили. Среда конечного раствора стала
а) кислотной — в) нейтральной
б) щелочной — г) не знаю

41. Только одна соль получится при взаимодействии

а) $Ba(OH)_2$ и H_2CO_3 в) $CsOH$ и H_2SO_4

б) $LiOH$ и HI г) $Fe(OH)_2$ и HNO_3

42—45. При взаимодействии

42. 2 моль $Ca(OH)_2$ и 2 моль H_3PO_4

43. 2 моль $Ca(OH)_2$ и 4 моль H_3PO_4

44. 3 моль $Ca(OH)_2$ и 2 моль H_3PO_4

45. 3 моль $Ca(OH)_2$ и 1 моль H_3PO_4

получится соль

а) ортофосфат гидроксокальция

б) дигидроортофосфат кальция

в) гидроортофосфат кальция

г) ортофосфат кальция

46. Укажите правильное название соли $Cu_2CO_3(OH)_2$:

а) гидрокарбонат меди в) карбонат меди(II)

б) гидроксокарбонат меди г) дигидроксид-карбонат меди(II)

47. Соль $NaCrO_2$ получится при взаимодействии

а) CrO_3 и Na_2O в) CrO и $NaOH$

б) Cr_2O_3 и Na_2CO_3 г) CrO_2 и $NaHCO_3$

48. Сульфат калия образуется в растворе по реакции

а) сульфата бария с нитратом калия

б) оксида калия с диоксидом серы

в) гидроксида калия с серной кислотой

г) триоксида серы с калием

49. Из раствора гидрокарбоната кальция выпадет осадок при добавлении

а) негашёной извести в) углекислого газа

б) гашёной извести г) хлороводорода

50. Для перевода $Cu_2SO_4(OH)_2$ в среднюю соль используют

а) $NaOH$ б) $NH_3 \cdot H_2O$ в) H_2SO_4 г) $Cu(OH)_2$

51. С гидроксидом натрия в растворе реагирует

а) хлорид хрома(III) в) нитрат бария

б) карбонат кальция г) сульфат магния

52. Краткое ионное уравнение $Ag^+ + Cl^- = AgCl\downarrow$ отвечает взаимодействию

а) $AgNO_3$ с Cl_2 в) $AgNO_3$ с $AlCl_3$

б) Ag_2O с $HClO$ г) Ag с HCl(конц.)

53. При взаимодействии

$$Ca(OH)_2 \text{ (1 моль)} + Cl_2O_7 \text{ (1 моль)} = \ldots$$

получится количество средней соли, равное

а) 0,5 моль б) 1 моль в) 1,5 моль г) 2 моль

54—59. В кратком ионном уравнении реакции

54. $NaF + AlCl_3 =$

55. $Na_2S + H_2SO_4 =$

56. $CaCl_2 + Na_3PO_4 =$

57. $Na_2CO_3 + Sr(NO_3)_2 =$

58. $NaOH + MgSO_4 =$

59. $HF + CaCl_2 =$

сумма коэффициентов равна

а) 3 б) 4 в) 5 г) 6

60. Реагенты для получения гидрокарбоната калия — это

а) KOH и $CaCO_3$ в) K_2SO_4 и $Ba(HCO_3)_2$

б) KNO_3, H_2O и CO_2 г) K_2CO_3 и H_2O

61—63. Определите, какие реакции не должны протекать:

61. а) $CuO + H_2SO_4 =$ в) $MnS + H_2S =$

б) $Zn(OH)_2 + Na_2O =$ г) $NaHS + HCl =$

62. а) $Zn(OH)_2 + NaOH =$ в) $CuO + H_2O =$

б) $Fe_2O_3 + H_2SO_4 =$ г) $Ba(OH)_2 + SO_2 =$

63. а) $BaSO_4 + HCl =$ в) $NaHSO_3 + NaOH =$

б) $Ca(OH)_2 + P_2O_5 =$ г) $Al(OH)_3 + SO_3 =$

64. При взаимодействии

$$FeS \text{ (1 моль)} + HCl\text{(конц.) (1 моль)} =$$

выделится газ объемом (при н. у.)

а) 5,6 л б) 11,2 л в) 16,8 л г) 22,4 л

65. Метагидроксид железа $FeO(OH)$ получится по реакции

а) Fe_2O_3 с H_2O в) $FeCl_3$ с KOH

б) $FeCl_2$ с KOH г) $FeCl_3$ с $Cu(OH)_2$

66. С хлороводородом в растворе реагируют

а) $Mg(OH)_2$ б) $BaSO_4$ в) SO_3 г) Zn

67. Осушить влажный сероводород можно с помощью

а) NaOH б) $CaCl_2$ в) CaO г) H_2SO_4(конц.)

68. Продуктами прокаливания смеси CaO и NH_4Cl будут

а) Ca, NO, HCl

б) Ca_3N_2, Cl_2, H_2, H_2O

в) NH_3, $CaCl_2$, H_2O

г) $Ca(OH)_2$, N_2, HCl

69—71. Определите, какие реакции не протекают в растворе:

69. а) $CaCO_3 + H_2CO_3 =$

б) $Cu(NO_3)_2 + Rb_2SO_4 =$

в) $PbO + HNO_3 =$

г) $BaS + AgF =$

70. а) $NaHCO_3 + HBr =$

б) $Al(OH)_3 + KOH =$

в) $Al(OH)_3 + HNO_3 =$

г) $Ba(OH)_2 + KCl =$

71. а) $FeCl_3 + HNO_3 =$

б) $Ca(OH)_2 + SO_2 =$

в) $CuF_2 + Pb(NO_3)_2 =$

г) $Zn(NO_3)_2 + KOH =$

72—74. Определите, какие реакции не протекают «до конца» в растворе:

72. а) $CaS + H_2SO_4 =$

б) $PbS + KNO_3 =$

в) $NH_4Br + AgNO_3 =$

г) $Zn(OH)_2 + RbOH =$

73. а) $NaOH + Mg(OH)_2 =$

б) $Ca(HCO_3)_2 + HCl =$

в) $Na_2CO_3 + Sr(NO_3)_2 =$

г) $CaSO_4 + H_2S =$

74. а) $NaHSO_3 + HCl =$

б) $LiOH + H_3PO_4 =$

в) $CaCO_3 + HNO_3 =$

г) $Cu(NO_3)_2 + BaCl_2 =$

75. Раствор азотной кислоты нейтрализуется до pH 7

а) известковой водой

б) нашатырным спиртом

в) жидким стеклом

г) баритовой водой

Ответы

1. б. **2.** г. **3.** в. **4.** в. **5.** б. **6.** г. **7.** а, в. **8.** б. **9.** г. **10.** в, г. **11.** г. **12.** в. **13.** в. **14.** б. **15.** а. **16.** а, г. **17.** г. **18.** а. **19.** б, в. **20.** б, в. **21.** а, г. **22.** г. **23.** г. **24.** а. **25.** б. **26.** б. **27.** б. **28.** в. **29.** г. **30.** а, б. **31.** в, г. **32.** б, в. **33.** а, г. **34.** в. **35.** а, г. **36.** б, в. **37.** в. **38.** г. **39.** б. **40.** в. **41.** б. **42.** в. **43.** б. **44.** г. **45.** а. **46.** г. **47.** б. **48.** в. **49.** а, б. **50.** в. **51.** а, г. **52.** в. **53.** б. **54.** в. **55.** б. **56.** г. **57.** а. **58.** б. **59.** г. **60.** в. **61.** в. **62.** в. **63.** а. **64.** б. **65.** в. **66.** а, г. **67.** б. **68.** в. **69.** б. **70.** г. **71.** а. **72.** б. **73.** а, г. **74.** г. **75.** а, в, г.

РАЗДЕЛ 11

1. В Периодической системе типичные неметаллы расположены

а) в верхних рядах

б) в нижних рядах

в) в левом нижнем углу

г) в правом верхнем углу

2. Набор неметаллов — это

а) Tc, Am, S, Cm

б) Ti, Ar, Se, Cl

в) Tl, At, Sr, Co

г) Te, As, Si, C

3. Сокращенная электронная формула атома неметалла — это

а) $[Ne]3s^23p^1$

б) $[Ar, 3d^{10}]4s^2$

в) $[Ar]3d^34s^2$

г) $[Ar, 3d^{10}]4s^24p^3$

4—6. Эффективный заряд атомов неметаллов в ряду

4. HF—HCl—HBr—HI

5. CH_4—NH_3—H_2O—HF

6. H_2O—H_2S—H_2Se—H_2Te

а) увеличивается

б) уменьшается

в) не изменяется

г) не знаю

7. Набор реальных молекул — это

а) S_2, Br_2, He_2, F_3

б) H_3, N_3, O_3, O_2

в) H_2, C_2, P_4, S_8

г) Ar_2, P_2, S_4, I_4

8—11. Молекула

8. тетрахлорида углерода

9. бромоводорода

10. силана

11. диоксида серы

а) полярная б) неполярная в) ионная г) не знаю

12. Формула α-частицы, образующейся при радиоактивном распаде ядер атомов многих элементов, — это

а) D^+ б) H_2^+ в) He^{2+} г) He_2^+

13. Изотоп водорода — дейтерий обозначается

а) ^1H б) ^2H в) ^3H г) не знаю

14. Правильный набор формул веществ — «сульфат дейтерия — дейтерид лития — оксид трития» — это

а) D_2S, LiD, T_2O

б) D_2SO_4, LiT, D_2O

в) D_2SO_4, LiD, T_2O

г) D_2SO_3, LiT, D_2O

15. Набор гидридов — это

а) CH_4, H_2O_2, AlH_3, TiH_2
б) NH_3, BeH_2, H_2Te, SiH_4
в) HN_3, NaH, HI, HO_2
г) SnH_4, B_2H_6, SbH_3, CaH_2

16—18. Химическая функция водородсодержащего вещества в реакции

16. $Ca + H_2 = \ldots$

17. $MnO_4^- + H_3O^+ + I^- = Mn^{2+} + I_2\downarrow + \ldots$

18. $KNO_3 + H^0 = KNO_2 + \ldots$

а) восстановитель
б) окислитель
в) кислотная среда
г) щелочная среда

19. Для молекулярного уравнения реакции

$$KNO_3 + H^0 = NH_3 + \ldots$$

сумма коэффициентов равна

а) 5 б) 9 в) 13 г) 17

20. Протекающая при комнатной температуре реакция — это

а) $H_2 + TiO_2 = Ti + \ldots$
б) $H_2 + AgNO_3 = Ag\downarrow + \ldots$
в) $H^0 + KMnO_4 = MnO_2\downarrow + \ldots$
г) $H_2 + S = \ldots$

21. Водород образуется в реакции

а) $Br_2 + H_2O =$
б) $LiH + H_2O =$
в) $KI + H_2O_2 =$
г) $Cu + H_2SO_4$(конц.) =

22—25. Количество водорода, выделившееся в реакции

22. $Al + H_2SO_4$(разб.) =

23. $Mg + HCl$(разб.) =

24. $Na + H_2O =$

25. $CaH_2 + H_2O =$

если взят 1 моль первого реагента, равно

а) 0,5 моль б) 1 моль в) 1,5 моль г) 2 моль

26—29. Химическая функция водородсодержащего вещества в реакции

26. $NaOH + FeCl_2 = \ldots$

27. HClO(раствор) $\rightleftarrows \ldots$

28. $H_3O^+ + SiO_3^{2-} = SiO_2\downarrow + \ldots$

29. $NH_3 \cdot H_2O$(раствор) $\rightleftarrows \ldots$

а) слабая кислота
б) слабое основание
в) сильная кислота
г) сильное основание

30—32. Химическая функция воды в реакции

30. $2H_2O + Ca = Ca(OH)_2\downarrow + H_2\uparrow$

31. $6H_2O + Cl_2 + I_2 = 10HCl + 2HIO_3$

32. $H_2O + F_2 = 2HF + O^0$

а) окислитель
б) восстановитель
в) среда
г) не знаю

33. Вещества, образующие при диссоциации в воде катионы водорода, — это

а) $K(CH_3COO)$ б) $KHSO_4$ в) HClO г) KOH

34—35. Вещества, образующие в воде катионы водорода, — это

34. а) SiH_4 б) $SiCl_4$ в) C_2H_5OH г) $(NH_4)_2SO_4$

35. а) $LiHSO_4$ б) LiOH в) NH_4Cl г) CaH_2

36. Более кислым будет раствор с водородным показателем

а) 6,23 б) 4,74 в) 3,18 г) 2,21

37—38. Молярная концентрация катионов водорода в растворе составляет $1 \cdot 10^{-4}$ моль/л, следовательно,

37. pH этого раствора равен

38. pOH этого раствора равен

а) 14 б) 10 в) 7 г) 4

39—40. Молярная концентрация гидроксид-ионов в растворе составляет $1 \cdot 10^{-5}$ моль/л, следовательно,

39. pOH в этом растворе равен

40. pH в этом растворе равен

а) 5 б) 7 в) 9 г) 14

41. В результате электролиза водного раствора хлорида бария среда

а) стала щелочной
б) стала кислотной
в) осталась без изменений
г) не знаю

42. В результате электролиза водного раствора хлорной кислоты кислотность среды

а) понизилась в) не изменилась
б) повысилась г) не знаю

43. В результате электролиза водного раствора гидроксида бария водородный показатель

а) уменьшился в) не изменился
б) увеличился г) не знаю

44. В результате электролиза водного раствора хлората калия водородный показатель стал

а) больше 7 б) меньше 7 в) равен 7 г) не знаю

45. При электролизе воды получено 11,2 л (н. у.) кислорода, следовательно, объем выделившегося водорода равен

а) 5,6 л б) 11,2 л в) 16,8 л г) 22,4 л

Ответы

1. г. **2.** г. **3.** г. **4.** б. **5.** а. **6.** б. **7.** в. **8.** б. **9.** а. **10.** б. **11.** а. **12.** в. **13.** б. **14.** в. **15.** г. **16.** б. **17.** в. **18.** а. **19.** в. **20.** в. **21.** б. **22.** в. **23.** б. **24.** а. **25.** г. **26.** г. **27.** а. **28.** в. **29.** б. **30.** а. **31.** в. **32.** б. **33.** б, в. **34.** б, г. **35.** а, в. **36.** г. **37.** г. **38.** б. **39.** а. **40.** в. **41.** а. **42.** в. **43.** в. **44.** в. **45.** г.

РАЗДЕЛ 12

1. Энергия ионизации первого электрона равна 12 эВ для Br и 11 эВ для I, следовательно, для At это значение будет

а) меньшим 11 в) промежуточным между 11 и 12
б) большим 12 г) не знаю

2. С химической точки зрения фраза «хлор сгорает в водороде»

а) неправильна, потому что нет кислорода
б) неправильна, потому что, наоборот, водород горит в хлоре
в) правильна, потому что водород поддерживает горение
г) правильна, потому что хлор поддерживает горение

3. В результате пропускания хлора в раствор, содержащий бромид и иодид калия

а) первым выделяется бром, затем иод
б) первым выделяется иод, затем бром
в) одновременно выделяются бром и иод
г) никакой реакции не наблюдается

4. Не будет протекать реакция

а) $Cl_2 + NaOH$(раствор) = в) $I_2 + H_2O$ =
б) $Cl_2 + H_2O$ = г) $I_2 + NaOH$(раствор) =

5. Энергия атомизации равна 194 кДж/моль для Br_2 и 153 кДж/моль для I_2, следовательно, это значение для At_2 будет

а) бо́льшим 194 в) промежуточным между 153 и 194
б) меньшим 153 г) не знаю

6. Галогены, которые можно получить по реакции «галогенид кальция + серная кислота (конц.) = ...», — это

а) F_2 б) Cl_2 в) Br_2 г) I_2

7. Фтороводород в водном растворе можно использовать в качестве

а) окислителя в) сильной кислоты
б) восстановителя г) осадителя в реакциях обмена

8—11. В реакции

8. $HCl + CaH_2 \longrightarrow H_2\uparrow + CaCl_2$

9. $HCl + O_2 \longrightarrow H_2O + Cl_2$

10. $HCl + Fe_2O_3 \longrightarrow H_2O + FeCl_3$

11. $HCl + AgNO_3 \longrightarrow HNO_3 + AgCl\downarrow$

хлороводород используется как

а) сильная кислота в) окислитель
б) восстановитель г) осадитель

12—13. Для полного превращения

12. $Cl_2 \longrightarrow ClO^- + Cl^-$ **13.** $Cl_2 \longrightarrow ClO_3^- + Cl^-$

следует использовать

а) H_2O(хол.) б) NaOH(хол.) в) H_2O(гор.) г) NaOH(гор.)

14—15. Пропускают хлор через

14. холодный **15.** горячий

раствор гидроксида натрия и получают

а) NaCl и $NaClO_4$ в) NaCl и NaClO
б) NaCl и $NaClO_3$ г) NaCl и $NaClO_2$

16. Наиболее сильный окислитель — это

а) $NaClO_3$ б) $NaClO$ в) $NaClO_4$ г) $NaClO_2$

17. Для превращения

$$KClO_3 \longrightarrow Cl_2$$

следует использовать концентрированный раствор

а) $KClO$ б) H_2SO_4 в) HCl г) K_2S

18—19. Растворяют смесь хлора и брома в

18. холодной **19.** горячей

воде и получают

а) HCl, $HBrO_3$ в) HCl, $HBrO$

б) $HClO_3$, HBr г) $HClO$, HBr

20—21. Растворяют смесь хлора и брома в

20. холодном **21.** горячем

растворе гидроксида калия и получают

а) $KClO$, KBr в) $KClO_3$, KBr

б) KCl, $KBrO$ г) KCl, $KBrO_3$

22. Наиболее слабая из кислородсодержащих кислот хлора — это

а) $HClO_4$ б) $HClO_2$ в) $HClO_3$ г) $HClO$

23. Соль, в растворе которой можно обнаружить гидроксид-ионы и молекулы соответствующего галогеноводорода, — это

а) NaI б) $NaCl$ в) $NaBr$ г) NaF

24. Для разделения ионов F^- и Cl^- можно использовать катионы

а) NH_4^+ б) Ag^+ в) Ca^{2+} г) Cu^{2+}

25. Галогеноводороды, которые можно получить по реакции «галогенид калия + серная кислота (конц.) = ...», — это

а) HF б) HCl в) HBr г) HI

26. Для получения хлороводорода из хлорида кальция с наибольшим выходом следует использовать концентрированный раствор

а) HF б) H_3PO_4 в) H_2SO_4 г) CH_3COOH

27. Для получения газообразного хлороводорода из хлорида калия с наибольшим выходом следует использовать

а) H_2SO_4 (конц., хол.) в) H_2SO_4 (конц., гор.)

б) H_2SO_4 (разб., хол.) г) H_2SO_4 (разб., гор.)

28. Наименьшая масса соли будет затрачена при получении 1 моль HCl действием серной кислоты на хлорид

а) алюминия б) магния в) калия г) натрия

29. Для получения перхлората натрия можно использовать реакцию (при нагревании)

а) $NaClO_3$(катализатор) = в) $NaClO_3$ + HCl(конц.) =

б) $NaClO_3$ = г) $NaClO_3$ + Na_2S(конц.) =

30. Выход продукта реакции

$$H_{2(г)} + I_{2(г)} \rightleftarrows 2HI_{(г)} + Q$$

можно увеличить

а) повышением давления в) введением катализатора

б) повышением содержания иода г) охлаждением

31. Для необратимого синтеза хлороводорода использовано 1,5 л Cl_2 и 1 л H_2 (при p, T = const). Конечный состав смеси

а) 1 л Cl_2 и 1,5 л HCl в) 0,5 л H_2 и 2 л HCl

б) 0,5 л Cl_2 и 2 л HCl г) по 0,5 л H_2 и Cl_2, 1,5 л HCl

32. В схеме

$$Ca(OH)_2 \longrightarrow CaO \longrightarrow CaF_2 \longrightarrow F_2 \longrightarrow HF$$

требуется провести электролиз расплава на этапе

а) $Ca(OH)_2 \longrightarrow CaO$ в) $CaF_2 \longrightarrow F_2$

б) $CaO \longrightarrow CaF_2$ г) $F_2 \longrightarrow HF$

33. При электролизе расплава смеси $NaOH$ и $NaCl$ продукты (на электродах) — это

а) H_2, O_2 б) Na, O_2 в) Na, Cl_2 г) H_2, Cl_2

34. В результате электролиза водного раствора HF водородный показатель

а) увеличивается в) остается без изменений

б) уменьшается г) не знаю

35. При электролизе водного раствора фторида натрия продукты (на электродах) — это

а) H_2, F_2 б) H_2, O_2 в) Na, F_2 г) Na, O_2

36. При электролизе расплава смеси фторида натрия и хлорида магния продукты (на электродах) — это

а) Na, F_2 б) Na, Cl_2 в) Mg, F_2 г) Mg, Cl_2

37. Астат в свободном виде — это вещество

а) газообразное в) твердое
б) жидкое г) аморфное

38. Кристаллическая решетка астата

а) атомная в) ионная
б) молекулярная г) металлическая

Ответы

1. а. **2.** б. **3.** б. **4.** в. **5.** б. **6.** в, г. **7.** а, г. **8.** в. **9.** б. **10.** а. **11.** г. **12.** б. **13.** г. **14.** в. **15.** б. **16.** б. **17.** в. **18.** в. **19.** а. **20.** б. **21.** г. **22.** г. **23.** г. **24.** б, в. **25.** а, б. **26.** в. **27.** в. **28.** а. **29.** б. **30.** б, г. **31.** б. **32.** в. **33.** в. **34.** в. **35.** б. **36.** г. **37.** в. **38.** б

РАЗДЕЛ 13

1. Плотность по кислороду смеси $O_3 + O_2$

а) больше 1 б) меньше 1 в) равна 1 г) не знаю

2. Окислительная способность в ряду O_2—O_3—O^0

а) возрастает в) не изменяется
б) убывает г) не знаю

3—4. Не существует анион

3. а) N^{3-} б) S^{2-} в) O^{2-} г) O^{3-}

4. а) FO_3^- б) ClO_3^- в) BrO_3^- г) IO_3^-

5. Одинаковые по геометрической форме частицы — это

а) SO_2 б) H_2O в) CO_2 г) OF_2

6. Не используется в лабораторных способах получения кислорода соль

а) $KClO_3$ б) $KMnO_4$ в) KNO_3 г) KNO_2

7—8. При прокаливании 1 моль реагента

7. HgO **8.** Na_2O_2

получают кислород в количестве

а) 2 моль б) 1,5 моль в) 1 моль г) 0,5 моль

9—10. При прокаливании 2 моль реагента

9. KNO_3 **10.** $KClO_3$(с катализатором)

получают кислород в количестве

а) 1 моль б) 2 моль в) 3 моль г) 4 моль

11—14. Сумма коэффициентов в уравнении реакции

11. $O_2 + C_2H_2 = C + H_2O$ **13.** $O_2 + H_2O + SO_2 = H_2SO_4$

12. $O_2 + C_2H_6 = CO_2 + H_2O$ **14.** $O_2 + ZnS = SO_2 + ZnO$

а) 7 б) 9 в) 17 г) 19

15. В молекулярных уравнениях реакций

$MgO + HCl = \ldots$, $Mg_3N_2 + HCl = \ldots$

общая сумма коэффициентов равна

а) 8 б) 9 в) 19 г) 21

16. Не существуют соединения со строением

а) $K^+(O_2^-)$ б) $O_2^+(O_2^-)$ в) $Ca^{2+}(O_2^{2-})$ г) $O_2^{2+}(O_2^{2-})$

17. При каталитическом разложении 3 моль H_2O_2 можно получить газ в количестве

а) 1 моль б) 1,5 моль в) 2 моль г) 3 моль

18. При каталитическом разложении 1 моль H_2O_2 можно получить газ объемом (при н. у.)

а) 11,2 л б) 22,4 л в) 33,6 л г) 44,8 л

19—21. Химическая функция H_2O_2 в реакции

19. $H_2O_2 + KI = \ldots$

20. $H_2SO_4 + H_2O_2 + K_2S = \ldots$

21. $H_2O_2 + MnO_4^- = \ldots$

а) среда в) окислитель
б) восстановитель г) не знаю

22. Через водный раствор H_2O_2 пропускают хлор. После окончания реакции среда раствора станет

а) щелочной   в) нейтральной
б) кислотной   г) не знаю

23. Валентность атома серы равна 3 в наборе частиц

а) SO_3, SO_4^{2-}, H_2S в) SO_2, HSO_4^-, SCl_2O_2
б) SO_3^{2-}, HSO_3^-, SCl_2O г) SF_3^+, SOF_2, H_2SO_4

24. При действии концентрированного раствора щелочи на серу образуются

а) сульфит и сульфат   в) сульфат и сульфид
б) сульфит и сульфид   г) сероводород и серная кислота

25. Различие температур кипения воды (100 °С) и сероводорода (−60 °С) объясняется

а) разной восстановительной способностью
б) разной способностью к образованию водородных связей
в) разной геометрической формой
г) разной полярностью связей

26. Устойчивость водородных соединений по ряду

$$H_2S—H_2Se—H_2Te$$

а) падает   в) не изменяется
б) возрастает   г) не знаю

27. Выход продукта реакции

$$H_{2(г)} + S_{(т)} \rightleftarrows H_2S_{(г)} + Q$$

можно увеличить

а) повышением давления   в) охлаждением
б) добавлением серы   г) добавлением водорода

28. Реакция получения сероводорода — это

а) FeS_2 + HCl(конц.) =   в) FeS + HCl(конц.) =
б) FeS + HNO_3(конц.) =   г) FeS_2 + HNO_3(конц.) =

29. Сероводород образуется при действии на сплав железа и серы реактивом

а) HNO_3(разб.)   в) HCl(конц.)
б) H_2SO_4(конц.)   г) H_2SO_4(разб.)

30. Сероводород может образоваться при нагревании

а) $KHSO_3$ + HCl   в) $Ba(HS)_2$
б) K_2S + HCl   г) $(BaOH)_2SO_4$

31. При длительном хранении сероводородной воды она мутнеет из-за образования осадка

а) сульфида железа(II)   в) серы
б) сульфата кальция   г) сульфита магния

32. Для перевода $H_2S \longrightarrow S$ следует использовать реактивы

а) O_2(изб., t)   в) H_2SO_4(конц., хол.)
б) Cl_2(насыщ.)   г) HNO_3(конц., хол.)

33. Через раствор гидроксида бария пропускают избыток сероводорода и получают

а) $Ba(HS)_2$ б) $(BaOH)_2$ в) BaS   г) $BaSO_3$

34. В 0,1М растворе сероводорода в наибольшем количестве содержится

а) S^{2-} б) HS^- в) H_2S г) H_3S^+

35. Наибольшее количество сульфид-ионов содержится в 1 л насыщенного раствора

а) H_2S б) PbS   в) Na_2S г) Bi_2S_3

36. Наименьшее количество сульфид-ионов образуется при растворении в 1 л воды 0,1 моль

а) KHS   б) Na_2S в) H_2S г) $Ca(HS)_2$

37. После введения избытка сульфида натрия в сероводородную воду среда конечного раствора станет

а) кислотной   в) щелочной
б) нейтральной   г) не знаю

38—40. При добавлении соляной кислоты к раствору

38. сероводорода

39. сульфида натрия

40. сульфата натрия

концентрация анионов последнего реактива

а) увеличится   в) не изменится
б) уменьшится   г) не знаю

41—43. При добавлении щелочи к раствору

41. сероводорода

42. сульфида калия

43. сульфата калия

концентрация анионов последнего реактива

а) увеличится в) не изменится
б) уменьшится г) не знаю

44. Для разделения ионов S^{2-} и SO_4^{2-} можно использовать катион

а) Li^+ б) Pb^{2+} в) Cu^{2+} г) Ag^+

45—47. Сумма коэффициентов в уравнении реакции

45. $O_2 + H_2S = SO_2 + H_2O$

46. $O_2 + H_2S = S + H_2O$

47. $SO_2 + H_2S = S + H_2O$

а) 4 б) 6 в) 8 г) 10

48. В реакции $SO_2 + 2H_2S = 3S + 2H_2O$

а) SO_2 сгорает в H_2S в) сгорают оба газа
б) H_2S сгорает в SO_2 г) не сгорает ни один газ

49. При действии избытка SO_2 на 1 моль H_2S можно получить серу в количестве

а) 1 моль б) 2 моль в) 3 моль г) 4 моль

50. Пропускают диоксид серы через раствор гидроксида кальция и получают конечный продукт

а) $CaSO_3$ в) $(CaOH)_2SO_3$
б) $Ca(HSO_3)_2$ г) $Ca(HSO_4)_2$

51. Взаимодействие сульфита калия с концентрированной серной кислотой — это реакция

а) окислительно-восстановительная в) обменная
б) зависящая от условий проведения г) не знаю

52. Осадок, не реагирующий с сильными кислотами в разбавленном растворе, выпадает при протекании реакций

а) $SO_2 + H_2O + Ba^{2+} =$ в) $SO_3^{2-} + O_2 + Ba^{2+} =$
б) $SO_2 + OH^- + Ba^{2+} =$ г) $SO_3^{2-} + Cl_2 + Ba^{2+} =$

53. При длительном нагревании 1 моль NH_4HSO_3 можно собрать газы объемом (при н. у.)

а) 22,4 л б) 44,8 л в) 67,2 л г) 89,6 л

54. Смешаны 1 моль H_2SO_4 и 1 моль H_2O. Полученный раствор

а) разбавленный в) насыщенный
б) концентрированный г) одномолярный

55—56. Серная кислота

55. в концентрированном растворе

56. в разбавленном растворе является окислителем за счет атомов

а) водорода(+I) в) серы(+VI)
б) кислорода(−II) г) всех элементов

57. Реактивы, которые можно хранить в железной цистерне, — это

а) H_2SO_4(разб.) в) H_2SO_4(безводн.)
б) H_2SO_4(конц.) г) олеум

58. В 0,1 М растворе серной кислоты можно обнаружить частицы

а) H_2SO_4 б) HSO_4^- в) SO_4^{2-} г) H_3O^+

59. Сильная кислота — это

а) H_2SeO_3 б) H_2SeO_4 в) H_2TeO_3 г) H_6TeO_6

60. Нейтральная среда будет в растворе соли

а) K_2S б) K_2SO_3 в) K_2SO_4 г) $KHSO_4$

61. Пропусканием через H_2SO_4(конц.) возможно осушение набора газов

а) H_2S, CO_2, NO_2 в) NH_3, Cl_2, CO
б) N_2, HCl, SO_2 г) NO, SO_3, O_2

62. Количество цинка, которое может быть переведено в раствор действием 20 мл 0,1М серной кислоты, равно не более

а) 0,002 моль б) 0,02 моль в) 0,2 моль г) 2 моль

63. При электролизе разбавленной серной кислоты получают (на электродах) продукты

а) H_2, SO_2 б) H_2S, SO_3 в) H_2, SO_3 г) H_2, O_2

64—67. В реакции

64. $SO_2 + H_2SO_4 + Al =$

65. $H_2O_2 + H^+ + PbO_2 =$

66. $H_2SO_4 + Na_2SO_3 =$

67. $S + KOH$(конц.) =

первый реагент подвергается

а) окислению
б) восстановлению
в) дисмутации
г) солеобразованию

68. Молекулы, способные димеризоваться, — это

а) I_2O_5 б) P_2O_5 в) SO_2 г) NO_2

69. Триоксид серы выделяется при нагревании соли

а) K_2SO_4 б) $K_2S_2O_7$ в) $KHSO_4$ г) $(CaOH)_2SO_4$

70. В раствор, содержащий сульфид-, сульфит- и сульфат-ионы, добавляют хлорид бария, осадок отделяют и обрабатывают соляной кислотой при кипячении. В конечном растворе не могут быть обнаружены

а) сульфид- и сульфат-ионы
б) сульфид- и сульфит-ионы
в) сульфит-ионы
г) все исходные ионы

Ответы

1. а. **2.** а. **3.** г. **4.** а. **5.** б, г. **6.** г. **7.** г. **8.** г. **9.** а. **10.** в. **11.** б. **12.** г. **13.** а. **14.** б. **15.** в. **16.** б, г. **17.** б. **18.** а. **19.** в. **20.** в. **21.** б. **22.** б. **23.** б. **24.** б. **25.** б. **26.** а. **27.** в, г. **28.** в. **29.** в, г. **30.** б, в. **31.** в. **32.** в, г. **33.** а. **34.** в. **35.** в. **36.** в. **37.** в. **38.** б. **39.** б. **40.** в. **41.** а. **42.** а. **43.** в. **44.** в. **45.** г. **46.** б. **47.** в. **48.** б. **49.** в. **50.** б. **51.** в. **52.** в, г. **53.** б. **54.** б. **55.** в. **56.** а. **57.** в, г. **58.** в, г. **59.** б. **60.** в. **61.** б. **62.** а. **63.** г. **64.** б. **65.** а. **66.** г. **67.** в. **68.** б, г. **69.** б. **70.** г.

РАЗДЕЛ 14

1. Нагрели смесь 132 г $Ca(NO_2)_2$ и 132 г $(NH_4)_2SO_4$. Теоретический выход азота

а) 1 моль
б) 2 моль
в) меньше чем 1 моль
г) меньше чем 2 моль

2. Прокалили смесь 13,2 г $Ca(NO_2)_2$ и 13,2 г $(NH_4)_2O_4$. Теоретический выход азота (при н. у.)

а) 1,12 л б) 2,24 л в) 4,48 л г) 22,4 л

3. Смешали равные массы $Ca(NO_2)_2$ и $(NH_4)_2SO_4$, смесь прокалили. Взятые порции солей прореагируют так:

а) в избытке останется сульфат
б) в избытке останется нитрит
в) полностью
г) не знаю

4. Протекающие реакции — это

а) $NH_3 + H_2 = NH_4^+ + H^-$
б) $NH_3 + 2H^+ = NH_4^+ + H^-$
в) $NF_3 + 2F = NF_4^+ + F^-$
г) $NF_3 + 2F^- = NF_4^- + F^+$

5. Набор веществ, с которыми по отдельности реагирует аммиак, — это

а) NH_4Cl, H_2SO_4
б) HNO_3, $Fe(OH)_2$
в) HCl, $Mg(OH)_2$
г) H_2O, NH_4HSO_4

6. В лаборатории аммиак получают при нагревании

а) NH_4Cl
б) $NH_3 \cdot H_2O$(конц.)
в) $N_2 + H_2$(катализатор)
г) $(NH_4)_2SO_4 + Ca(OH)_2$

7. Соль аммония можно получить при взаимодействии

а) NH_3 и H_2O
б) NH_3 и HBr
в) NH_3 и Na
г) NH_3 и O_2

8. Общая сумма коэффициентов в уравнениях реакций при нагревании

$NH_4Cl + Ca(OH)_2 = \dots,$ $(NH_4)_2CO_3 = \dots$

а) 7 б) 9 в) 11 г) 13

9. Аммиак можно осушить с помощью

а) H_2SO_4(конц.) б) CaO в) KOH г) NH_4Cl

10. Влажную смесь газов $HF + O_2 + NH_3 + C_2H_2$ пропустили через склянку с H_2SO_4(конц.), затем через склянку с гранулами гидроксида натрия. Не поглотилась смесь

а) $O_2 + C_2H_2$ б) $HF + NH_3$ в) $NH_3 + C_2H_2$ г) $HF + O_2$

11. Вещество, с помощью 10 г которого можно получить наибольшую массу осадка в реакции с избытком катионов серебра(I) в растворе, — это

а) KCl б) CsCl в) NH_4Cl г) NaCl

12. Несуществующие соединения — это

а) $NH_4^+(NO_3^-)$ в) $NH_4^+(NH_2^-)$

б) $NH_4^+(OH^-)$ г) $NH_4^+(NO_2^-)$

13. Число окрашенных газов в наборе «хлор — аммиак — диоксид углерода — диоксид азота — монооксид азота» равно

а) 1 б) 2 в) 3 г) 4

14. К смеси газов $N_2O + NO + NO_2$ добавили избыток кислорода, смесь пропустили через раствор щелочи. Не поглотились газы

а) $N_2O + NO$ б) $N_2O + O_2$ в) $NO + NO_2$ г) $N_2O + NO_2$

15. Сумма коэффициентов в уравнении реакции

$$NO_2 + H_2O + O_2 = \ldots$$

а) 11 б) 7 в) 5 г) 4

16. При взаимодействии избытка NO_2 с гидроксидом бария в растворе получают

а) $Ba(NO_2)_2 + O_2 + H_2O$ в) $Ba(NO_2)_2 + Ba(NO_3)_2 + H_2O$

б) $Ba(NO_3)_2 + O_2 + H_2O$ г) $Ba(NO_3)_2 + N_2 + H_2O$

17—19. Сумма коэффициентов в уравнении реакции

17. $Cu + HNO_3$(конц.) $= NO_2 + \ldots$

18. $Cu + HNO_3$(разб.) $= NO + \ldots$

19. $Ag + HNO_3$(разб.) $= NO + \ldots$

а) 10 б) 13 в) 17 г) 20

20. Правильная последовательность получения азотной кислоты в промышленности — это

а) $NH_3 \longrightarrow NO_2 \longrightarrow N_2O_5 \longrightarrow HNO_3$

б) $NH_3 \longrightarrow NO \longrightarrow NO_2 \longrightarrow HNO_3$

в) $N_2 \longrightarrow NO \longrightarrow NO_2 \longrightarrow HNO_3$

г) $N_2 \longrightarrow N_2O_3 \longrightarrow N_2O_5 \longrightarrow HNO_3$

21. Азотная кислота на свету и при нагревании разлагается на

а) N_2O_5, H_2O в) NO, NO_2, H_2O

б) N_2O_3, H_2O г) NO_2, O_2, H_2O

22. В водном растворе из каждых 100 молекул образуется 100 катионов водорода для вещества

а) H_2CO_3 б) HNO_2 в) HNO_3 г) H_3PO_4

23. Нейтральная среда образуется при растворении в воде

а) $NaNO_3$ б) NH_4NO_3 в) $KHCO_3$ г) K_2CO_3

24—26. Продукты разложения при нагревании

24. $Pb(NO_3)_2$ 25. $AgNO_3$ 26. KNO_3

а) оксид металла, NO_2, O_2 в) металл, NO_2, O_2

б) нитрит металла, O_2 г) оксид металла, NO, O_2

27. Один и тот же газ образуется при термическом разложении

а) $AgNO_3$ б) $Pb(NO_3)_2$ в) $Cu(NO_3)_2$ г) KNO_3

28. При термическом разложении 6 моль нитрата натрия образуется кислород в количестве

а) 1 моль б) 3 моль в) 6 моль г) 9 моль

29. Наибольшее количество кислорода получается при термическом разложении

а) 2 моль $Ca(NO_3)_2$ в) 4 моль $Pb(NO_3)_2$

б) 3 моль $Ba(NO_3)_2$ г) 5 моль $Cu(NO_3)_2$

30. Сумма коэффициентов в уравнении термического разложения нитрата железа(III)

а) 15 б) 18 в) 21 г) 24

31. При термическом разложении нитрата аммония образуются вода и

а) N_2 б) N_2O в) NO г) NO_2

32. После электролиза водного раствора нитрата калия конечная среда

а) стала кислотной в) осталась нейтральной

б) стала щелочной г) не знаю

33. Массовая доля азота наибольшая в удобрении

а) NH_4Cl б) NH_4NO_3 в) $(NH_4)_2SO_4$ г) $Ca(NO_3)_2$

34. Сумма коэффициентов в уравнении реакции при нагревании

$$Ca_3(PO_4)_2 + C + SiO_2 = \ldots$$

а) 6 б) 10 в) 15 г) 19

35. При зажигании спички используется реакция

а) нитрат калия + графит + сера = ...
б) перманганат калия + графит = ...
в) хлорат калия + белый фосфор = ...
г) хлорат калия + красный фосфор + сера = ...

36. Ортофосфорную кислоту в промышленности получают по реакции

а) $Ca_3(PO_4)_2 + H_2SO_4$(конц.) = в) $Na_3PO_4 + CaCl_2$ =
б) $P_2O_5 + H_2O$ = г) $Na_3PO_4 + H_2SO_4$(разб.) =

37. Наибольшее количество ортофосфат-ионов образуется в 1 л воды из 0,1 моль

а) NaH_2PO_4 б) Na_3PO_4 в) $Ca_3(PO_4)_2$ г) H_3PO_4

38. Общая сумма коэффициентов в уравнениях реакций между аммиаком и ортофосфорной кислотой с получением кислых солей

а) 6 б) 7 в) 8 г) 9

39. Кислотная среда образуется при растворении в воде

а) $Ca_3(PO_4)_2$ б) $NaNO_3$ в) Na_2SiO_3 г) NH_4Cl

40. Щелочная среда образуется при растворении в воде

а) KNO_3 б) K_3PO_4 в) $(NH_4)_2SO_4$ г) $CaCO_3$

41. Общая сумма коэффициентов в кратких ионных уравнениях реакций

$$AgNO_3 + K_3PO_4 = \ldots \quad и \quad CaCl_2 + Na_3PO_4 = \ldots$$

а) 11 б) 20 в) 30 г) 44

42. Массовая доля фосфора наибольшая (округленно) в удобрениях

а) $Ca_3(PO_4)_2$ б) $Ca(H_2PO_4)_2$ в) $NH_4(H_2PO_4)$ г) $(NH_4)_2HPO_4$

43. Для полного перевода в раствор смеси металлов Sn + Bi + Ag + Au используется реактив

а) HCl(конц.) в) HNO_3(разб.)
б) H_2SO_4(разб.) г) HCl(конц.) + HNO_3(конц.)

44. Молекулы с одинаковым электронным строением — это

а) As_2 б) F_2 в) NO г) PN

45. Во взаимодействие со щелочью не вступает оксид

а) Bi_2O_3 б) As_2O_3 в) P_2O_5 г) N_2O_5

О т в е т ы

1. б. 2. в. 3. в. 4. а, в. 5. г. 6. б, г. 7. б. 8. г. 9. б, в. 10. а. 11. в. 12. б, в. 13. б. 14. б. 15. а. 16. в. 17. а. 18. г. 19. б. 20. б. 21. г. 22. в. 23. а. 24. а. 25. в. 26. б. 27. г. 28. б. 29. г. 30. в. 31. б. 32. в. 33. б. 34. г. 35. г. 36. а. 37. б. 38. б. 39. г. 40. б. 41. а. 42. б, в. 43. г. 44. а, г. 45. а.

РАЗДЕЛ 15

1. Взаимодействие отсутствует при любых условиях между графитом и

а) NaOH б) Fe_2O_3 в) CO_2 г) HNO_3

2. Общая сумма коэффициентов в уравнениях реакций по схеме

$$C \xrightarrow[-Si]{SiO_2,\ 1300\ °C} \ldots \xrightarrow{O_2} \ldots$$

а) 13 б) 11 в) 9 г) 7

3. Ацетиленид кальция образуется по реакции

а) Ca + C = в) $Ca(OH)_2$ + CO =
б) CaO + CO_2 = г) $CaC_2 + H_2O$ =

4. Газ, который можно «перелить» из одного сосуда в другой на воздухе (M = 29 г/моль), — это

а) CH_4 б) CO_2 в) CO г) NH_3

5. Углекислый газ образуется по реакции

а) $CaC_2 + H_2O$ = в) $NaHCO_3$ + NaOH =
б) $Na_2CO_3 + H_2O$ = г) $CaCO_3 + HNO_3$ =

6. Осадок образуется по реакции

а) $CaCl_2 + CO_2$(избыток) = в) $Ca(OH)_2 + CO_2$(недостаток) =
б) $Ca(OH)_2 + CO_2$(избыток) = г) $CaCl_2 + CO_2$(недостаток) =

7. Пропусканием избытка углекислого газа через раствор гашеной извести получают

а) $Ca_2CO_3(OH)_2$ в) $Ca(HCO_3)_2$
б) $CaCO_3$ г) $Ca(CH_3COO)_2$

8. Для молекулярных уравнений получения всех возможных солей из смеси

$$NH_3 + H_2O + CO_2$$

общая сумма коэффициентов равна

а) 4 б) 5 в) 7 г) 9

9. Для молекулярных уравнений реакций в растворе

$$NaOH \xrightarrow{CO_2\text{ (недостаток)}} \ldots \xrightarrow{CO_2\text{ (избыток)}} \ldots$$

общая сумма коэффициентов равна

а) 10 б) 16 в) 22 г) 28

10. Углекислый газ реагирует (по отдельности) в растворе с веществами набора

а) Na_2CO_3, K_3PO_4 в) Na_2SiO_3, K_2CO_3
б) Na_2SO_4, KOH г) KNO_2, NH_4Cl

11. В раствор хлорида бария пропускают избыток углекислого газа и получают

а) $BaCO_3$, HCl в) $(BaOH)_2CO_3$, HCl
б) $Ba(HCO_3)_2$, $BaCl_2$ г) H_2CO_3, $BaCl_2$

12. Карбонат натрия реагирует (по отдельности) в растворе с веществами набора

а) NaOH, SO_2 в) HCl, NaCl
б) $CaCl_2$, CO_2 г) Na_3PO_4, NH_4Cl

13. Карбонат кальция реагирует (по отдельности) в присутствии воды с веществами набора

а) $Ca(OH)_2$, HCl в) HNO_3, CO_2
б) H_2SO_4, NH_3 г) K_3PO_4, K_2CO_3

14. Сумма коэффициентов в полном ионном уравнении реакции между гидрокарбонатом калия и гидроксидом калия

а) 6 б) 8 в) 4 г) 7

15—16. Общая сумма коэффициентов в кратких ионных уравнениях реакций

15. $Na_2CO_3 + HCl = \ldots$, $NaHCO_3 + NaOH = \ldots$

16. $(NH_4)_2CO_3 + HCl = \ldots$, $(NH_4)_2CO_3 + CaCl_2 = \ldots$

а) 8 б) 9 в) 14 г) 15

17. Массовое содержание углекислого газа наибольшее в минерале

а) магнезит $MgCO_3$ в) кальцит CaCO
б) малахит $Cu_2CO_3(OH)_2$ г) доломит $CaMg(CO_3)_2$

18. При нагревании смеси муравьиной и щавелевой кислот образуются

а) CO, H_2, CO_2 в) CO, CO_2, H_2O
б) CO_2, O_2, CH_4 г) CO_2, O_2, H_2O

19. При взаимодействии смеси угарного и углекислого газов с пероксидом натрия при комнатной температуре продуктами будут

а) Na_2CO_3 б) $Na_2C_2O_4$ в) Na_2CO_3, O_2 г) $Na_2C_2O_4$, O_2

20. Два самых распространенных в природе неметалла — это

а) азот б) кислород в) кремний г) углерод

21. Получение водорода возможно при обработке водяным паром

а) силана б) кремнезема в) питьевой соды г) угля

22. Белый дым, образующийся при открывании склянки с тетрахлоридом кремния, — это

а) Si, HCl б) SiO_2, HCl в) SiO_2, Cl_2 г) Si_3N_4, Cl_2

23. В схеме реакций

$$Si \longrightarrow SiO_2 \longrightarrow Na_2SiO_3 \longrightarrow SiO_2 \cdot nH_2O\downarrow \longrightarrow SiO_2$$

добавление сильной кислоты требуется на этапе

а) $Si \longrightarrow SiO_2$ в) $Na_2SiO_3 \longrightarrow SiO_2 \cdot nH_2O$
б) $SiO_2 \longrightarrow Na_2SiO_3$ г) $SiO_2 \cdot nH_2O \longrightarrow SiO_2$

24. Для отличия карбоната натрия от ортосиликата натрия в растворе можно использовать

а) HNO_3 б) индикатор в) $BaCl_2$ г) NaOH

25. Состав обычного стекла отвечает формуле

а) $Na_2O \cdot CaO \cdot 6SiO_2$ в) $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$
б) $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$ г) $K_2O \cdot CaO \cdot 6SiO_2$

Ответы

1. а. **2.** б. **3.** а. **4.** б. **5.** г. **6.** в. **7.** в. **8.** г. **9.** а. **10.** в. **11.** г. **12.** б. **13.** в. **14.** б. **15.** б. **16.** а. **17.** а. **18.** в. **19.** в. **20.** б, в. **21.** а, г. **22.** б. **23.** в. **24.** а. **25.** а.

РАЗДЕЛ 16

1. В Периодической системе типичные металлы расположены
а) в верхней части
б) в нижней части
в) в правом верхнем углу
г) в левом нижнем углу

2. Набор, содержащий только металлы, — это
а) Sc, Hg, Tb, Re
б) Sm, Hf, Te, Rh
в) Sn, Ho, Ti, Rn
г) Se, He, Tl, Ru

3. Формула валентных подуровней атома металла — это
а) $4s^2 4p^4$ б) $3d^5 4s^2$ в) $2s^2 2p^1$ г) $3s^2 3p^6$

4—7. Сумма коэффициентов в уравнении реакции
4. $Zn + HCl$(разб.) =
5. $Na + H_2O =$
6. $H_2 + FeO =$
7. $CaH_2 + H_2O =$
а) 4 б) 5 в) 6 г) 7

8. Для полного перевода в раствор 0,65 г цинка необходимо взять 0,1М раствор серной кислоты объемом
а) 10 мл б) 100 мл в) 500 мл г) 1000 мл

9. Смеси, в которых протекают химические реакции, — это
а) серная кислота + карбонат бария
б) дихромат калия + оксид свинца(IV)
в) нитрат серебра(I) + хлороводородная кислота
г) нитрат серебра(I) + ртуть

10. И с хлороводородом и со щелочами в их растворах реагируют
а) Al, $Zn(OH)_2$
б) $(NH_4)_2CO_3$, Cu
в) NH_4Cl, $Ca(OH)_2$
г) Ag, $NaHCO_3$

11—13. Могут сосуществовать в растворе пары веществ
11. а) NaOH, $Ca(OH)_2$
б) LiOH, CO_2
в) SO_2, $Ba(OH)_2$
г) HF, NO
12. а) Na_2SiO_3, HNO_3
б) SO_2, CO
в) HCl, $Mg(NO_3)_2$
г) $NaHSO_3$, H_2SO_4
13. а) $AgNO_3$, NaI
б) $Ca(OH)_2$, SO_2
в) $CuCl_2$, H_2SO_4
г) $CaCl_2$, CO_2

14—17. Не будут сосуществовать в растворе пары веществ
14. а) $MgCl_2$, KI
б) $NaHCO_3$, $Ba(OH)_2$
в) NH_3, H_2S
г) HCl, H_2SO_4
15. а) Na_3PO_4, CaI_2
б) NO, O_2
в) HCl, Br_2
г) $BaCl_2$, HNO_3
16. а) HI, Cl_2
б) $Ba(HSO_4)_2$, H_2SO_4
в) NH_3, $Ca(OH)_2$
г) H_2S, $CuCl_2$
17. а) $CrCl_3$, NH_3
б) $FeSO_4$, NH_4Cl
в) $K[Al(OH)_4]$, HBr
г) KCl, $MgSO_4$

18. Для удаления примеси $CuSO_4$ из раствора $FeSO_4$ следует добавить
а) NaOH б) Fe в) H_2S г) $BaCl_2$

19. Состав электролита не изменится при электролизе растворов
а) $CrCl_3$ б) CsCl в) KOH г) $HMnO_4$

20. При электролизе водного раствора соли водородный показатель увеличивается, следовательно, проводится электролиз соли
а) $NaNO_3$ б) NaCl в) $Mn(NO_3)_2$ г) $FeCl_2$

21. При электролизе водного раствора хлорида меди(II) на катоде выделилось 3,2 г металла, следовательно, на аноде — газ объемом (при н. у.)
а) 0,28 л б) 0,56 л в) 1,12 л г) 2,24 л

22. В схеме
$$Zn \longrightarrow ZnO \longrightarrow ZnCl_2 \longrightarrow Zn(OH)_2 \longrightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$$
требуется добавление избытка щелочи на этапе
а) $Zn \longrightarrow ZnO$
б) $ZnO \longrightarrow ZnCl_2$
в) $ZnCl_2 \longrightarrow Zn(OH)_2$
г) $Zn(OH)_2 \longrightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$

23. В стеклянной колбе можно хранить реактивы
а) раствор $FeCl_3$
б) раствор NaOH
в) плавиковая кислота
г) раствор $KMnO_4$

Ответы

1. г. **2.** а. **3.** б. **4.** б. **5.** г. **6.** а. **7.** в. **8.** б. **9.** а, б. **10.** а. **11.** а, г. **12.** б, в. **13.** в, г. **14.** б, в. **15.** а, б. **16.** а, г. **17.** а, в. **18.** б. **19.** в, г. **20.** б. **21.** в. **22.** г. **23.** а, г.

РАЗДЕЛ 17

1. При повышении температуры растворимость нитрата калия возрастает, следовательно, ее растворение сопровождается

а) *эндо*-эффектом
б) *экзо*-эффектом
в) нулевым тепловым эффектом
г) не знаю

2. Гидроксид натрия в растворе реагирует (по отдельности) со всеми веществами набора

а) Al, Cu
б) $NaHSO_4$, $Zn(OH)_2$
в) H_2S, NO
г) K_3PO_4, HCl

3. В реакциях с сильной кислотой количества кальцинированной соды и поташа соотносятся так:

а) больше соды
б) больше поташа
в) одинаковые
г) всегда по 1 моль

4. Масса поташа, которая может заменить 0,53 г кальцинированной соды в реакции с сильной кислотой, равна

а) 0,53 г б) 0,69 г в) 1,38 г г) 13,8 г

5. Для веществ NaOH, Na_2CO_3 и $NaHCO_3$, взятых по отдельности, будет протекать реакция только с одним из них при обработке

а) известковой водой
б) бромной водой
в) раствором хлорида кальция
г) водой

6. В схеме

$$NaOH \longrightarrow NaCl \longrightarrow HCl \longrightarrow Cl_2 \longrightarrow NaCl$$

требуется добавление концентрированной серной кислоты и нагревание на этапе

а) $NaOH \longrightarrow NaCl$
б) $NaCl \longrightarrow HCl$
в) $HCl \longrightarrow Cl_2$
г) $Cl_2 \longrightarrow NaCl$

7. Сумма коэффициентов равна числу 5 в уравнениях реакций

а) $NaH + O_2 \overset{230\,°C}{=} \ldots$
б) $NaNO_3 \overset{380\,°C}{=} \ldots$
в) $Na_2S + O_2 \overset{400\,°C}{=} \ldots$
г) $Na_2O + NO + NO_2 \overset{250\,°C}{=} \ldots$

8. После электролиза водного раствора гидроксида лития щёлочность среды

а) увеличилась
б) уменьшилась
в) осталась без изменений
г) не знаю

9. После электролиза водного раствора хлорида лития водородный показатель раствора стал

а) меньше 7 б) больше 7 в) равен 7 г) не знаю

10. При электролизе водного раствора гидроксида калия на аноде собрано 0,112 л газа (при н. у.), а на катоде

а) 0,028 л б) 0,06 л в) 0,112 л г) 0,224 л

11. Калий можно получить электролизом на угольных электродах

а) раствора KCl
б) раствора KNO_3
в) расплава KCl
г) расплава смеси KCl и $MgCl_2$

12. Натрий в промышленности получают

а) выплавкой в доменной печи
б) методом алюминотермии
в) электролизом расплава поваренной соли
г) прокаливанием кристаллической соды

Ответы

1. а. 2. б. 3. в. 4. б. 5. в. 6. б. 7. а, б, г. 8. в. 9. б. 10. г. 11. в. 12. в.

РАЗДЕЛ 18

1. Оксид кальция реагирует (по отдельности) с веществами набора

а) $MgCO_3$, HNO_3
б) SiO_2, H_2O
в) H_2SO_4, NH_3
г) KOH, $KClO_3$

2. При прокаливании на воздухе смеси Mg + SiO_2 образуются

а) Si, Mg_2Si, MgO, Mg_3N_2
б) Si, Mg_2Si, MgO, N_2
в) Si, Mg_2Si, O_2, Mg_3N_2
г) Si, MgO, O_2, Mg_3N_2

3. Реакция $CaCl_2 + H_2 =$, идущая при 600 °C, на платиновом катализаторе, для которой сумма коэффициентов в уравнении равна 5, относится к типу реакций

а) двойного обмена
б) разложения
в) конмутации
г) дисмутации

4. Не выделяется газ при взаимодействии

а) $Be_2C + H_2O =$
б) $CaC_2 + H_2O =$
в) $Mg_2Si + HCl =$
г) $Mg_3N_2 + HCl =$

5. Ацетиленид (дикарбид) кальция может образоваться из реагентов

а) кальций и кокс
б) оксид кальция и углекислый газ
в) гидроксид кальция и угарный газ
г) сульфид кальция, углекислый газ и вода

6—7. В трех из четырех уравнений реакций

6. $Ca + P$(красный) = (350 °C)
$Ca(OH)_2 + CO =$ (400 °C)
$Ca_3P_2 + O_2 =$ (150 °C)
$Ca(OH)_{2(р)} + H_2S$(избыток) = (20 °C)

7. $CaS + O_2 =$ (700 °C)
$CaH_2 + H_2S =$ (500 °C)
$CaS + H_2O + CO_2 =$ (кипячение)
$CaC_2 + HCl$(разб.) = (20 °C)

сумма коэффициентов одинакова и равна
а) 6 б) 5 в) 4 г) 3

8. Прозрачные растворы образуются при растворении смесей
а) $CaCl_2$ и $(NH_4)_2CO_3$ в) $Ca(NO_3)_2$ и NH_4Cl
б) $MgCl_2$ и K_2SO_4 г) $BaCl_2$ и K_2SO_4

9. Из раствора нитрата бария выпадают осадки при добавлении
а) K_2CO_3 б) $CaCO_3$ в) H_2CO_3 г) H_2SO_4

10. Для полной реакции с 50 мл 0,5М раствора хлорида кальция требуется 0,2М раствор карбоната натрия объемом
а) 50 мл б) 75 мл в) 100 мл г) 125 мл

11. При обработке избытка мела с помощью 200 мл 1М хлороводородной кислоты выделился углекислый газ объемом (н. у.)
а) 2,24 л б) 4,48 л в) 11,2 л г) 22,4 л

12. Ионное уравнение $HCO_3^- + OH^- = H_2O + CO_3^{2-}$ соответствует реакции в растворе между
а) $Ca(HCO_3)_2$ и $Ca(OH)_2$ в) $CaCO_3$ и $NO_2(OH)$
б) $KHCO_3$ и $NaOH$ г) K_2CO_3 и $Al(OH)_3$

13. Ионное уравнение

$$CaCO_3 + 2H^+ = Ca^{2+} + CO_2 + H_2O$$

соответствует реакции между $CaCO_3$ и
а) CO_2 б) $KHCO_3$ в) CH_3COOH г) HNO_3

14. В схеме

$$CaCO_3 \longrightarrow Ca(HCO_3)_2 \longrightarrow CaCO_3 \longrightarrow CaO \longrightarrow Ca(OH)_2$$

требуется добавление известковой воды на этапе
а) $CaCO_3 \longrightarrow Ca(HCO_3)_2$ в) $CaCO_3 \longrightarrow CaO$
б) $Ca(HCO_3)_2 \longrightarrow CaCO_3$ г) $CaO \longrightarrow Ca(OH)_2$

15. Гашение извести CaO сопровождается выделением энергии в форме теплоты, следовательно, при нагревании выход продукта
а) увеличивается в) не изменяется
б) уменьшается г) не знаю

16. Выход газообразного продукта реакции

$$MgCO_3 \rightleftarrows MgO + CO_2 - Q$$

можно увеличить
а) повышением давления в) добавлением оксида магния
б) нагреванием г) введением катализатора

17. Оксид кальция в промышленности получают
а) нагреванием гашёной извести
б) электролизом расплава хлорида кальция
в) обжигом известняка
г) сжиганием кальция на воздухе

18. Гидроксид кальция в промышленности получают
а) гашением жжёной извести
б) мартеновским способом
в) прокаливанием природного гипса
г) электролизом раствора нитрата кальция

19. Жёсткую воду умягчают добавлением реактивов
а) $Ca(OH)_2$ б) $CaCl_2$ в) Na_2CO_3 г) $Na(CH_3COO)$

20. Устранение временной жёсткости воды проводится по реакции
а) $Ca(HCO_3)_2 + Ca(OH)_2 =$ в) $Ca(OH)_2 + H_2SO_4 =$
б) $CaCO_3 + H_2O + CO_2 =$ г) $CaCl_2 + NaOH =$

Ответы

1. б. 2. а. 3. г. 4. г. 5. а. 6. а. 7. б. 8. б, в. 9. а, г. 10. г. 11. б. 12. б. 13. г. 14. б. 15. б. 16. б. 17. в. 18. а. 19. а, в. 20. а.

РАЗДЕЛ 19

1. Медные опилки можно отделить от алюминиевых с помощью

а) HCl(конц.) б) HNO_3(разб.) в) H_2SO_4(конц.) г) H_2O

2. Алюминий будет выделять водород из

а) HNO_3(разб.) в) H_2SO_4(конц.)
б) $NaNO_3$(разб.) г) NaOH(конц.)

3. Продукт, содержащий алюминий, в реакции

$$Al(\text{амальгамированный}) + H_2O \longrightarrow \ldots$$

а) Al_2O_3 б) $Al(OH)_3$ в) $[Al(OH)_4]^-$ г) AlO_2^-

4—6. В реакции

$$Al + H_2O + OH^-(\text{конц.}) = \ldots$$

укажите химическую функцию

4. алюминия **5.** воды **6.** гидроксид-иона

а) окислитель в) среда
б) восстановитель г) не знаю

7. Ионное уравнение

$$Al(OH)_3 + 3H^+ = Al^{3+} + 3H_2O$$

соответствует реакции между $Al(OH)_3$ и

а) $NH_3 \cdot H_2O$ б) NaOH в) H_2SO_4 г) H_2CO_3

8. Ионное уравнение

$$Al^{3+} + 3OH^- = Al(OH)_3\downarrow$$

соответствует реакции между

а) $Al_2(SO_4)_3$ и KOH(избыток) в) $AlPO_4$ и NaOH(избыток)
б) $AlCl_3$ и $NH_3 \cdot H_2O$(избыток) г) $Al(NO_3)_3$ и H_2O

9. Общая сумма коэффициентов в уравнениях обоих этапов термического разложения

$$Al(OH)_3 \xrightarrow{t_1} \ldots \xrightarrow{t_2>t_1} Al_2O_3$$

а) 3 б) 4 в) 7 г) 10

10. Кислотная среда образуется при растворении в воде

а) LiCl б) $AlCl_3$ в) $Ca(NO_3)_2$ г) K_2CO_3

11. Из раствора бромида алюминия выпадает осадок при добавлении избытка

а) NaOH б) Na_2SO_4 в) $NH_3 \cdot H_2O$ г) NaCl

12. Для доказательства присутствия иодида бария в растворе нитрата алюминия следует добавить реактивы

а) Na_3PO_4 б) $Pb(NO_3)_2$ в) $FeSO_4$ г) $Ca(OH)_2$

13. В трех из четырех уравнений реакций

$Al_2S_3 + H_2O =$ (20 °C)
$Al_2S_3 + HCl(\text{разб.}) =$ (20 °C)
$Al_4C_3 + O_2 =$ (650 °C)
$Al(NO_3)_3 =$ (200 °C)

сумма коэффициентов одинакова и каждая такая сумма равна

а) 10 б) 12 в) 17 г) 21

14. Из концентрированного раствора хлорида алюминия одновременно выпадает осадок и выделяется газ после добавления избытка

а) ортофосфорной кислоты в) железа
б) гидроксида кальция г) сульфида натрия

15. В схеме

$$Al \longrightarrow Al_2O_3 \longrightarrow Al(NO_3)_3 \longrightarrow K[Al(OH)_4] \longrightarrow Al(OH)_3$$

требуется добавление избытка щелочи на этапе

а) $Al \longrightarrow Al_2O_3$ в) $Al(NO_3)_3 \longrightarrow K[Al(OH)_4]$
б) $Al_2O_3 \longrightarrow Al(NO_3)_3$ г) $K[Al(OH)_4] \longrightarrow Al(OH)_3$

16—17. Сумма коэффициентов в кратком ионном уравнении реакции

16. $Na[Al(OH)_4] + H_2SO_4(\text{разб., избыток}) \xrightarrow{20\ °C} \ldots$

17. $Na[Al(OH)_4] + AlCl_3(\text{конц., недостаток}) \xrightarrow{20\ °C} \ldots$

а) 8 б) 10 в) 11 г) 14

18. Из 1 моль алюминия в реакции

$$K_2Cr_2O_7 + Al \longrightarrow Cr + KAlO_2 + Al_2O_3$$

можно получить с выходом 50% количество алюмината калия

а) 0,25 моль б) 0,5 моль в) 1 моль г) 2 моль

19. В схеме

$Al(OH)_3 \longrightarrow Al_2O_3 \longrightarrow Al \longrightarrow NaAlO_2 \longrightarrow AlCl_3$

требуется провести электролиз расплава на этапе

а) $Al(OH)_3 \longrightarrow Al_2O_3$ в) $Al \longrightarrow NaAlO_2$

б) $Al_2O_3 \longrightarrow Al$ г) $NaAlO_2 \longrightarrow AlCl_3$

20. Алюминий в промышленности получают

а) обезвоживанием алюмокалиевых квасцов

б) электролизом расплава боксита и криолита

в) методом алюминотермии

г) восстановлением глины кальцием

Ответы

1. а. 2. г. 3. б. 4. б. 5. а. 6. в. 7. в. 8. б. 9. в. 10. б. 11. в. 12. б, в. 13. б. 14. г. 15. в. 16. б. 17. а. 18. а. 19. б. 20. б.

РАЗДЕЛ 20

1. Железную стружку можно отделить от алюминиевой с помощью

а) раствора NH_3 в) HNO_3(разб.)

б) раствора NaOH г) HCl(конц.)

2. Железо будет выделять водород из

а) HNO_3(разб.) в) $NH_3 \cdot H_2O$(конц.)

б) H_2SO_4(разб.) г) NaOH(конц.)

3. В цепочке превращений

$Fe \xrightarrow[1]{HCl\,(разб.)} \ldots \xrightarrow[2]{Cl_{2(р)}} \ldots \xrightarrow[3]{Na_2SO_{3(р)}} \ldots \xrightarrow[4]{NH_3 \cdot N_2O\,(конц.)} \ldots$

хлорид железа(II) образуется на этапах

а) 1 и 2 б) 1 и 3 в) 2 и 3 г) 3 и 4

4. Сумма коэффициентов в уравнении разложения нитрата железа(III) при нагревании

а) 9 б) 13 в) 17 г) 21

5. Продукты $FeSO_4$ и H_2O соответствуют взаимодействию реагентов

а) Fe и H_2SO_4 (10%-ная) в) FeO и H_2SO_4 (10%-ная)

б) Fe и H_2SO_4 (96%-ная) г) FeO и H_2SO_4 (96%-ная)

6. Уравнение

сульфид-ион + катион водорода = сероводород↑

соответствует реакции между

а) FeS_2 и HNO_3(конц.) в) H_2S и HNO_3(разб.)

б) FeS и H_2SO_4(разб.) г) Na_2S и HCl(конц.)

7. Наибольшая сумма коэффициентов в одной из двух реакций

$$FeSO_4 + H_2SO_4(разб.) + MnO_2 \xrightarrow{20\,°C} \ldots$$

$$Fe + KOH + KNO_3 \xrightarrow{400\,°C} K_2FeO_4 + KNO_2 + \ldots$$

а) 7 б) 9 в) 11 г) 13

8. Продукты $1FeSO_4$ и $1H_2O$ соответствуют взаимодействию реагентов

а) $1Fe + 1H_2SO_4$(разб.) = в) $1Fe(OH)_2 + 1SO_3$ =

б) $1Fe(OH)_2 + 1SO_2$ = г) $1Fe + 1H_2SO_4$(конц.) =

9. Общая сумма коэффициентов в уравнениях реакций

$$FeSO_4(конц.) + CuSO_4 \xrightarrow{20\,°C} Cu\downarrow + \ldots$$

$$FeCO_3 + O_2 \xrightarrow{900\,°C} CO_2 + \ldots$$

а) 21 б) 16 в) 11 г) 5

10. Нейтральная среда образуется при растворении в воде

а) K_2SiO_3 б) $Al(NO_3)_3$ в) $FeCl_3$ г) KCl

11. В трех из четырех уравнений реакций

$$Fe(OH)_2 + NaNO_2(конц.) =$$

$$Fe^{3+} + S^{2-} =$$

$$FeSO_4 + H_2SO_4(разб.) + H_2O_2(конц.) =$$

$$Fe_2(SO_4)_3 + H^0\ (Fe,\ разб.\ H_2SO_4) =$$

сумма коэффициентов одинакова и равна

а) 5 б) 7 в) 9 г) 11

12. В процессах

$FeBr_3 + H_2S_{(р)} =$, $FeBr_3 + Cl_{2(р)} =$

бромид железа(III) вступает в реакции

а) окисления в) окисления и восстановления

б) восстановления г) замещения

13. Сумма коэффициентов в ионном уравнении реакции

$$FeS + H_2SO_4(разб.) + HNO_3(конц.) \xrightarrow{кипячение} \ldots$$

а) 6 б) 28 в) 50 г) 72

14. Для удаления примеси $NiSO_4$ из раствора $FeSO_4$ надо добавить

а) $BaCl_2$ б) $AgNO_3$ в) NaOH г) Fe

15. Доменный процесс

$$Fe_2O_{3(т)} + 3CO_{(г)} \rightleftarrows 2Fe_{(т)} + 3CO_{2(г)}$$

сопровождается небольшим экзотермическим эффектом, следовательно, при устранении перегрева выход продуктов

а) увеличивается
б) уменьшается
в) не изменяется
г) не знаю

16. В доменном процессе нельзя вызвать смещение равновесия вправо ($\longrightarrow$) при повышении давления для реакции

а) $FeS_2 + O_2 \rightleftarrows Fe_2O_3 + SO_2$
б) $C + O_2 \rightleftarrows CO_2$
в) $CO_2 + C \rightleftarrows CO$
г) $Fe_2O_3 + CO \rightleftarrows Fe + CO_2$

17. Сумма коэффициентов перед продуктами в уравнении «вскрытия» минерала *хромит*

$$(Cr_2Fe^{II})O_4 + O_2 + K_2CO_3 \longrightarrow \ldots (Cr^{VI}, Fe^{III}, O^{-II}) [1200\ °C]$$

а) 3 б) 6 в) 18 г) 19

18. Чугун в промышленности получают

а) прокаливанием минерала *сидерит* $FeCO_3$
б) электролизом раствора хлорида железа(II)
в) восстановлением кальцием из оксида железа(III)
г) выплавкой в доменной печи

19. Сталь в промышленности получают

а) выплавкой в доменной печи
б) электролизом расплава хлорида железа(II)
в) методом алюминотермии
г) кислородно-конвертерным способом

20. В железном сосуде можно хранить

а) серную кислоту (разб.)
б) олеум
в) плавиковую кислоту
г) хлорную воду

Ответы

1. б. **2.** б. **3.** б. **4.** г. **5.** в. **6.** г. **7.** в. **8.** в. **9.** б. **10.** г. **11.** б. **12.** в. **13.** г. **14.** г. **15.** а. **16.** б, г. **17.** в. **18.** г. **19.** г. **20.** б.

ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

РАЗДЕЛ 21

1. Углеводород, в молекуле которого орбитали всех атомов углерода находятся в *sp*-гибридизации, — это

а) бутадиен-1,3
б) пропин
в) этин
г) бутин-2

2. Соединения, в молекулах которых имеется хотя бы один атом углерода с sp^2-гибридизацией орбиталей, — это

а) хлорпропан
б) 2-метилбутадиен-1,3
в) этаналь
г) гексанол-1

3. Соединение, в молекуле которого орбитали всех атомов углерода находятся в sp^2-гибридизации, — это

а) пропилен
б) хлорвинил
в) пентадиен-1,3
г) бензол

4. Углеводороды, в молекулах которых орбитали всех атомов углерода находятся в sp^3-гибридизации, — это

а) пропилен
б) бромэтан
в) 2,2-диметилпропан
г) бензол

5. Вещество, у которого возможны изомеры, — это

а) хлорбензол
б) 1-хлоргексан
в) хлорэтан
г) хлорциклогексан

6—12. Соединения

6. изопропанол и пропанол

7. метиловый спирт и этанол

8. *транс*-бутен-2 и *цис*-бутен-2

9. этановая и уксусная кислоты

10. гексан и пентан

11. циклобутан и бутен-2

12. циклогексан и 2-метилпентен-1

представляют собой

а) гомологи
б) структурные изомеры
в) геометрические изомеры
г) одно и то же вещество

13. Структурные изомеры пентана (прямая цепь) — это

а) 2-метилбутан в) 2,2-диметилпропан

б) 2-метилпропан г) 2,2-диметилбутан

14. Структурные изомеры бутена-1 — это

а) бутен-2 в) 2-метилпропен

б) 2,2-диметилбутан г) 3-метилбутен-1

15. Структурные изомеры пентадиена-1,3 — это

а) 3-метилбутен-1 в) пентадиен-1,4

б) 2,3-диметилбутадиен-1,3 г) 2-метилбутадиен-1,3

16. Структурные изомеры углеводорода C_5H_8 — это

а) $CH{\equiv}CCH_2CH_2CH_3$ в) $CH_3C(CH_3)_2C{\equiv}CH$

б) $CH_3C{\equiv}CCH_2CH_3$ г) $CH_3CH(CH_3)C{\equiv}CH$

17. Структурные изомеры этилбензола — это

а) H_3C, CH_3 в) CH_3, C_2H_5

б) CH_3, CH_3 г) H_3C, CH_3

18—20. Взаимодействие

18. алканов с бромом

19. алкенов с бромной водой

20. бензола с бромом (катализатор $FeBr_3$)

протекает по

а) σ-связи в) π, π-связи

б) π-связи г) ароматической связи

21—24. Строение молекулы

21. этана **23.** ацетилена

22. этилена **24.** бензола

характеризуется набором данных (тип гибридизации, валентный угол, тип связи углерод—углерод)

а) sp^2, 120°, σ-, π-связь в) sp^3, 109,5°, σ-связь

б) sp, 180°, σ-, π-, π-связь г) sp^2, 120°, σ-, π^6-связь

25. Длина связи углерод—углерод наибольшая в молекуле

а) C_2H_6 б) C_6H_6 в) C_2H_4 г) C_2H_2

Ответы

1. в. **2.** б, в. **3.** б, г. **4.** б, в. **5.** б. **6.** б. **7.** а. **8.** в. **9.** г. **10.** а. **11.** б. **12.** б. **13.** а, в. **14.** а, в. **15.** в, г. **16.** а, б, г. **17.** а, б, г. **18.** а. **19.** б. **20.** а. **21.** в. **22.** а. **23.** б. **24.** г. **25.** а.

РАЗДЕЛ 22

1. Углеводороды, относящиеся по составу к алканам, — это

а) C_6H_{12} б) C_7H_{16} в) C_3H_4 г) C_4H_{10}

2. При полном сгорании алканов на воздухе образуются

а) углекислый газ и вода в) угарный газ и вода

б) углекислый газ и водород г) угарный газ и водород

3. При полном термическом разложении алканов образуются

а) углекислый газ и вода в) угарный газ и водород

б) угарный газ и вода г) углерод и водород

4. Продукт реакции бутана с хлором на свету — это

а) хлорбутан в) хлорпропен

б) хлорбутен г) 1,2-дихлорпропан

5. При действии спиртовым раствором щелочи на 2-хлорпропан образуется

а) бутан б) пропан в) бутен г) пропен

6. При взаимодействии 1-бромпропана с гидроксидом калия в спиртовом растворе образуется продукт, в молекуле которого общее число атомов всех элементов равно

а) 9 б) 11 в) 14 г) 17

7. Способы получения этана — это

а) гидрирование этена в) дегидратация этанола

б) гидрирование бензола г) действие натрия на иодметан

8. Этан в чистом виде можно получить полным гидрированием смеси

а) пропан + этилен
б) пропан + ацетилен
в) этилен + ацетилен
г) пропилен + метилацетилен

9. Углеводороды, относящиеся по составу к циклоалканам, — это

а) C_8H_{16} б) C_5H_{10} в) C_7H_{16} г) $C_6H_5C_2H_5$

10. Способы получения циклогексана — это

а) дегидрирование и циклизация гексана одновременно
б) гидрирование бензола
в) действие натрия на 1,6-$C_6H_{10}Cl_2$
г) циклизация ацетилена

Ответы

1. б, г. 2. а. 3. г. 4. а. 5. г. 6. а. 7. а, г. 8. в. 9. а, б. 10. б, в.

РАЗДЕЛ 23

1. Углеводороды, относящиеся по составу к алкенам, — это

а) C_5H_{10} б) C_5H_{12} в) C_8H_{16} г) C_5H_8

2. Для этилена характерны реакции

а) присоединения брома
б) «серебряного зеркала»
в) полимеризации
г) окисления в растворе перманганата калия

3. Продукт реакции пропена с хлором — это

а) хлорбутен
б) хлорпропен
в) хлорбутан
г) 1,2-дихлорпропан

4. Соединение 1,2-дихлорпропан — это продукт хлорирования

а) пропана б) пропена в) пропина г) пропадиена

5. При обработке пропилена бромной водой образуется продукт, в молекуле которого общее число атомов всех элементов равно

а) 11 б) 9 в) 7 г) 6

6. Обесцвечивают бромную воду вещества

а) C_4H_8 б) C_4H_{10} в) C_5H_8 г) C_5H_{12}

7. Продукт присоединения хлороводорода к бутену-1 — это

а) 1-хлорбутан
б) 1-хлорбутен
в) 2-хлорбутан
г) 2-хлорбутен

8. При взаимодействии пропена с бромоводородом образуется

а) 1-бромпропан
б) 2-бромпропан
в) 1,1-дибромпропан
г) 2,2-дибромпропан

9. При взаимодействии этилена с бромоводородом образуется продукт, в молекуле которого общее число атомов всех элементов равно

а) 5 б) 6 в) 7 г) 8

10. При взаимодействии 2-метилбутена-2 с бромоводородом образуется

а) 2-бром-2-метилбутан
б) 1-бром-2-метилбутан
в) 2,3-дибром-2-метилбутан
г) 2-бром-3-метилбутан

11. Бутен-1 не реагирует с

а) перманганатом калия в растворе
б) бромом
в) кислородом
г) гидроксидом калия в спиртовом растворе

12. В реакцию полимеризации вступают мономеры

а) C_3H_6 б) C_2H_6 в) C_3H_4 г) C_4H_6

13. Пропан от пропена можно отличить с помощью

а) гидроксида меди(II)
б) этанола
в) раствора лакмуса
г) бромной воды

14. Углеводород, который обесцвечивает бромную воду, легко полимеризуется, присоединяет водород и при взаимодействии с бромоводородом образует бромэтан, — это

а) этилен б) ацетилен в) этан г) пропилен

15. Углеводороды, относящиеся по составу к алкадиенам, — это

а) C_5H_{12} б) C_2H_2 в) C_3H_4 г) C_6H_{10}

16. Углеводород C_4H_6, который после бромирования образует 1,4-дибромбутен-2, относится к ряду
а) алкенов б) алкинов в) алкадиенов г) аренов

17. Промежуточный и конечный продукты бромирования бутадиена-1,3
а) 3,4-дибромбутен-1 в) 3,3,4,4-тетрабромбутан
б) 1,4-дибромбутен-2 г) 1,2,3,4-тетрабромбутан

18—19. При взаимодействии бутадиена-1,3
18. с бромом **19.** с бромоводородом
образуется
а) 2-бромбутен-2 в) 1,4-дибромбутен-2
б) 1-бромбутен-2 г) 1,2-дибромбутен-2

20. Бромной водой можно распознать
а) этан и муравьиную кислоту
б) тетрахлорметан и циклогексан
в) бутадиен-1,3 и стирол
г) бензол и бромэтан

21. Бутан и бутадиен-1,3 можно распознать
а) бромной водой
б) концентрированной азотной кислотой
в) спиртовым раствором щелочи
г) аммиачным раствором оксида серебра(I)

22. При внутримолекулярной дегидратации этанола образуется
а) этан б) этен в) пропан г) пропен

23. В схеме

$$C_2H_6 \xrightarrow{1\,Br_2} X_1 \xrightarrow{Na} C_4H_{10} \xrightarrow[-H_2]{} X_2$$

вещества X_1 и X_2 — это
а) C_2H_5Br в) $CH_2{=}CHCH_2CH_3$
б) $C_2H_4Br_2$ г) C_2H_4

24. В схеме

$$\text{бутен-1} \xrightarrow{HBr} X_1 \xrightarrow{\text{KOH, спирт}} X_2$$

вещества X_1 и X_2 — это
а) 1-бромбутан в) 2-бромбутан
б) бутен-2 г) бутен-1

25. В схеме

$$C_2H_6 \xrightarrow[-1H_2]{} X_1 \xrightarrow{H_2O} C_2H_5OH \xrightarrow[-H_2O,\ H_2]{} X_2$$

вещества X_1 и X_2 — это
а) C_2H_2 в) $CH_3CH{=}CHCH_3$
б) C_2H_4 г) $CH_2{=}CHCH{=}CH_2$

Ответы

1. а, в. **2.** а, в, г. **3.** г. **4.** б. **5.** а. **6.** а, в. **7.** в. **8.** б. **9.** г. **10.** а. **11.** г. **12.** а, в, г. **13.** г. **14.** а. **15.** в, г. **16.** в. **17.** б, г. **18.** в. **19.** б. **20.** в. **21.** а. **22.** б. **23.** а, в. **24.** б, в. **25.** б, г.

РАЗДЕЛ 24

1. Этилен и ацетилен являются
а) одноосновными кислотами в) углеводородами
б) одноатомными спиртами г) углеводами

2. Углеводороды, относящиеся по составу к алкинам, — это
а) C_6H_{10} б) C_3H_4 в) C_5H_{12} г) $C_6H_5CH_3$

3. Для ацетилена характерны реакции
а) присоединения хлороводорода
б) изомеризации
в) замещения с участием брома
г) горения в кислороде

4. При обесцвечивании ацетиленом бромной воды образуется
а) 1,2-дибромэтен в) 1,1,2,2-тетрабромэтан
б) 2,3-дибромбутан г) бромэтан

5. Окраска подкисленного раствора перманганата калия исчезнет при пропускании газообразного
а) этина б) пропина в) этана г) *цис*-бутена-2

6. Промежуточный и конечный продукты присоединения бромоводорода к пропину называются
а) 2-бромпропен-1 в) 1-бромпропен-2
б) 2,2-дибромпропан г) 1,1-дибромпропан

7. При гидрировании ацетилена могут образоваться
а) пропилен б) этилен в) бензол г) этан

8. При гидратации ацетилена образуется

а) этан б) этен в) этанол г) этаналь

9. При полном гидролизе дикарбида кальция образуется углеводород, содержащий

а) одинарную связь С—С в) тройную связь С≡С
б) двойную связь С═С г) только связи С—Н

10. Этилен и ацетилен можно распознать

а) водным раствором перманганата калия
б) спиртовым раствором щелочи
в) аммиачным раствором оксида серебра(I)
г) водным раствором щелочи

11. Способы получения ацетилена — это

а) реакция CaC_2 с H_2O в) дегидрирование метана
б) реакция Na с CH_3I г) дегидрирование бутана

12. Углеводороды, относящиеся по составу к аренам, — это

а) C_4H_8 б) C_5H_{12} в) C_8H_{10} г) C_9H_{12}

13. Для бензола характерны реакции

а) присоединения водорода
б) полимеризации
в) окисления в растворе перманганата калия
г) замещения с участием азотной кислоты

14. Реакция присоединения протекает при действии на бензол реактивом

а) HNO_3 (в конц. H_2SO_4, t) в) Cl_2 (катализатор $FeCl_3$, t)
б) Cl_2 (на свету) г) хлорная вода

15. Продукту реакции замещения с участием метилбензола и брома можно дать названия

а) 1-бром-2-метилбензол в) 1,3,5-трибром-2-метилбензол
б) 1,3,5-трибромтолуол г) 1-бромтолуол

16. Продукт нитрования толуола — это

а) нитробензол в) 1-метил-2,4-динитробензол
б) нитротолуол г) 1-метил-2,4,6-тринитробензол

17. Способы получения бензола — это

а) дегидрирование циклогексана
б) дегидрирование и циклизация гексана одновременно

в) тримеризация ацетилена
г) действие натрия на 1,6-дихлорциклогексан

18. В схеме

$$CaC_2 \xrightarrow{H_2O} X_1 \xrightarrow{\text{C (активный)}} X_2$$

вещества X_1 и X_2 — это

а) этилен б) этин в) бензол г) метилбензол

19. Бензол и стирол можно распознать

а) раствором гидроксида натрия
б) нитрующей смесью
в) раствором нитрата серебра(I)
г) раствором перманганата калия

20. В схеме

$$C_2H_2 \xrightarrow{\text{C (активный)}} X_1 \xrightarrow{H_2} X_2$$

вещества X_1 и X_2 — это

а) бутен-1-ин-3 в) циклогексен
б) бензол г) циклогексан

Ответы

1. в. **2.** а, б. **3.** а, г. **4.** б. **5.** а, б, г. **6.** а, б. **7.** б, г. **8.** г. **9.** в. **10.** в. **11.** а, в. **12.** в, г. **13.** а, г. **14.** б. **15.** б, в. **16.** г. **17.** а, б, в. **18.** б, в. **19.** г. **20.** б, г.

РАЗДЕЛ 25

1. Функциональная группа спиртов и фенолов — это

а) OH б) NO_2 в) CO г) COOH

2. Правильное название вещества с формулой

$$(CH_3)_3C{-}OH$$

а) 3-метилметанол-1 в) 2,2-диметилэтанол-1
б) 2-метилпропанол-2 г) 1,2,3-триметилбутанол-2

3—4. Для состава $C_4H_{10}O$ названия структурных изомеров класса спиртов

3. с прямой цепью
4. с разветвленной цепью

а) 2-метилпропанол-1 в) 2-метилпропанол-2
б) бутанол-1 г) бутанол-2

5. При гидратации алкенов образуются одноатомные спирты
а) ароматические в) непредельные со связью $C{=}C$
б) предельные г) непредельные со связью $C{\equiv}C$

6. Промежуточный и конечный продукты реакции метанола с перманганатом калия в растворе называются
а) муравьиная кислота в) метаналь
б) уксусный альдегид г) этиленгликоль

7. Этанол образуется при гидратации (на катализаторе)
а) метана б) пропана в) этена г) пропена

8. Способы получения этанола — это
а) гидратация этилена в) восстановление этаналя
б) окисление этилена г) окисление этаналя

9—10. В схеме

9. $C_2H_6 \xrightarrow[-1H_2]{} X_1 \xrightarrow{H_2O} X_2$ **10.** $X_1 \xrightarrow{H_2O} X_2 \xrightarrow{HCl} C_2H_5Cl$

вещества X_1 и X_2 — это
а) этилен б) ацетилен в) метанол г) этанол

11—12. В реакции

11. алкен ⟶ 2-метилпропанол-2

12. спирт ⟶ ацетон

исходное вещество — это
а) бутен-1 в) пропанол-1
б) 2-метилпропен-1 г) пропанол-2

13. Способы получения бутадиена-1,3 — это
а) дегидратация и дегидрирование этанола одновременно
б) гидрирование бензола
в) дегидрирование бутана
г) гидратация ацетилена

14—15. В реакции

14. спирт ⟶ 2-метилбутановая кислота

15. два спирта ⟶ метилэтиловый эфир

исходное вещество (вещества) — это
а) метанол в) 2-метилбутанол-1
б) этанол г) пропанол

16. При обесцвечивании этиленом раствора перманганата калия образуется
а) пропанол в) этиленгликоль
б) фенол г) глицерин

17. Органическое соединение, которое в реакции с натрием выделяет водород, при нагревании с избытком серной кислоты образует алкен и получается при брожении глюкозы, — это
а) этанол в) диэтиловый эфир
б) ацетальдегид г) этилацетат

18. Способы получения этиленгликоля — это
а) окисление этилена
б) гидратация этилена
в) действие щелочи на 1,2-$C_2H_4Cl_2$
г) гидратация ацетилена

19. Этанол и глицерин можно различить
а) водородом в) соляной кислотой
б) гидроксидом меди(II) г) бромной водой

20. Фенол реагирует с
а) бромной водой в) этанолом
б) хлороводородной кислотой г) бромоводородом

21. С гидроксидом натрия реагирует
а) пропан б) бензол в) фенол г) этилен

22. Для распознавания фенола используют
а) индикатор и раствор щелочи
б) бромную воду
в) свежеосажденный гидроксид меди(II)
г) аммиачный раствор оксида серебра(I)

23. Фенол и бензол можно распознать с помощью
а) раствора перманганата калия
б) ацетальдегида
в) этанола
г) бромной воды

24. Органическое соединение, которое реагирует со щелочью, вступает в реакции замещения, образует осадок при

добавлении бромной воды и получается гидролизом продукта хлорирования бензола, — это

а) хлорбензол
б) фенол
в) анилин
г) 2,4,6-тринитрофенол

25—26. В схеме

25. $C_6H_6 \xrightarrow{Cl_2} X_1 \xrightarrow{NaOH} X_2$

26. $X_1 \xrightarrow[-NaBr]{NaOH} X_2 \xrightarrow{Br_2}$ 2,4,6-трибромфенол

вещества X_1 и X_2 — это

а) бензол б) фенол в) хлорбензол г) бромбензол

27—28. В уравнении реакции

27. окисления этанола оксидом меди(II)

28. бромирования фенола

сумма коэффициентов равна

а) 5 б) 6 в) 7 г) 8

29—31. Газообразный продукт реакции

29. 1,2-этандиола с натрием

30. внутримолекулярной дегидратации этанола

31. фенола с натрием

а) H_2 б) CO_2 в) O_2 г) C_2H_4

32—33. В уравнении реакции

32. межмолекулярной дегидратации этанола

33. нитрования фенола

сумма коэффициентов равна

а) 3 б) 4 в) 8 г) 9

Ответы

1. а. **2.** б. **3.** б, г. **4.** а, в. **5.** б. **6.** а, в. **7.** в. **8.** а, в. **9.** а, г. **10.** а, г. **11.** б. **12.** г. **13.** а, в. **14.** в. **15.** а, б. **16.** в. **17.** а. **18.** а, в. **19.** б. **20.** а. **21.** в. **22.** а, б. **23.** г. **24.** б. **25.** б, в. **26.** б, г. **27.** а. **28.** г. **29.** а. **30.** г. **31.** а. **32.** б. **33.** в.

РАЗДЕЛ 26

1—3. Функциональная группа

1. альдегидов **2.** кетонов **3.** карбоновых кислот

а) NO_2 б) CHO в) COOH г) CO

4. Правильное название вещества с формулой

$$\begin{matrix} CH_3 \diagdown & & \nearrow O \\ & CH{-}C & \\ CH_3 \diagup & & \searrow H \end{matrix}$$

а) изопропилэтаналь
б) диметилэтаналь
в) 2-метилпропаналь
г) 1,2-диметилбутаналь

5. Для пентаналя структурными изомерами будут

а) 2-метилбутаналь
б) 3-метилбутаналь
в) 2,2-диметилпропаналь
г) 2-метилпентаналь

6. При гидратации ацетилена образуется

а) этанол
б) ацетальдегид
в) этан
г) уксусная кислота

7. Способы получения метаналя — это

а) нитрование метана
б) окисление метана
в) окисление метанола
г) восстановление метанола

8. Продукт взаимодействия этаналя с перманганатом калия в растворе — это

а) уксусная кислота
б) этиленгликоль
в) этанол
г) этилацетат

9. Способы получения этаналя — это

а) гидратация этина
б) окисление этана
в) окисление этена
г) окисление этанола

10. Органическое вещество — продукт гидратации ацетилена, которое вступает в реакцию «серебряного зеркала», а при восстановлении образует этанол, — это

а) ацетальдегид
б) уксусная кислота
в) пропан
г) ацетон

11. Ацетальдегид и ацетон можно различить с помощью

а) брома
б) аммиачного раствора оксида серебра(I)
в) соляной кислоты
г) раствора щелочи

12. В схеме

$$CH_3Cl \xrightarrow{H_2O} X_1 \xrightarrow{CuO} X_2$$

вещества X_1 и X_2 — это

а) этаналь б) этанол в) метаналь г) метанол

13. Пропионовый альдегид и диметилкетон можно различить с помощью

а) лакмуса
б) соляной кислоты
в) аммиачного раствора оксида серебра(I)
г) ацетата натрия

14. Правильное название кислоты с формулой

$$(CH_3)_2CH—CH_2—C(=O)OH$$

а) 3-метилбутановая в) 1,1-диметилпропановая
б) изобутановая г) изоэтановая

15. Для пентановой кислоты структурными изомерами будут кислоты

а) 2-метилбутановая в) 2-метилпропановая
б) 3-метилбутановая г) 2,2-диметилпропановая

16. Способы получения муравьиной кислоты — это

а) окисление метана в) окисление метанола
б) окисление фенола г) по реакции CH_3OH с CO

17—18. Газообразный продукт реакции

17. «серебряного зеркала» с участием метановой кислоты

18. дегидратации метановой кислоты

а) CH_4 б) H_2 в) CO г) CO_2

19. Для получения уксусной кислоты используют

а) C_2H_5OH б) C_4H_{10} в) $HCOONa$ г) CH_3OH

20. Органическое соединение, которое обладает характерным запахом, изменяет окраску лакмуса, с цинком реагирует, выделяя водород, и дает реакцию «серебряного зеркала», — это

а) уксусная кислота в) ацетальдегид
б) муравьиная кислота г) формальдегид

21. Органическое соединение, которое в реакции с содой выделяет углекислый газ, изменяет окраску лакмуса и получается окислением продукта гидратации ацетилена, — это

а) ацетальдегид в) муравьиная кислота
б) уксусная кислота г) этилен

22—23. Для распознавания

22. формальдегида **23.** муравьиной кислоты

можно использовать

а) индикатор и раствор щелочи
б) бромную воду
в) свежеосажденный гидроксид меди(II)
г) аммиачный раствор оксида серебра(I)

24—25. В уравнении реакции

24. пропаналь + хлор $\longrightarrow$ ...

25. этановая кислота + хлор $\longrightarrow$ ...

сумма коэффициентов равна

а) 2 б) 3 в) 4 г) 5

26—27. В схеме

26. $CH_3OH \xrightarrow{CuO} X_1 \xrightarrow{Ag_2O,\ NH_3(\text{раствор})} X_2$

27. $X_1 \xrightarrow{Ag_2O,\ NH_3(\text{раствор})} X_2 \xrightarrow{CH_3OH}$ метилформиат

вещества X_1 и X_2 — это

а) ацетальдегид в) метановая кислота
б) формальдегид г) этановая кислота

28—29. В уравнении реакции между оксидом серебра(I) в аммиачном растворе и

28. ацетальдегидом **29.** метановой кислотой

сумма коэффициентов равна

а) 4 б) 5 в) 6 г) 7

30. Правильное название вещества с формулой

$$CH_3-C\begin{matrix}\nearrow O \\ \searrow O-CH_2-CH_3\end{matrix}$$

а) метилацетат
б) этилацетат
в) метилформиат
г) этилформиат

31. Для соединения состава $C_4H_8O_2$ названия структурных изомеров класса сложных эфиров — это

а) пропилформиат
б) диэтиловый эфир
в) этилацетат
г) метилпропионат

32. В реакции этерификации группа —OH отщепляется (для образования воды) от молекулы

а) спирта
б) альдегида
в) кетона
г) кислоты

33. При гидролизе твердых жиров могут образоваться

а) глицерин
б) этиленгликоль
в) стеариновая кислота
г) уксусная кислота

34. Пропановая кислота и метилацетат — это

а) гомологи
б) структурные изомеры
в) геометрические изомеры
г) одно и то же вещество

35. В схеме

$$HCOONa \xrightarrow{H_2SO_4} X_1 \xrightarrow{C_2H_5OH} X_2$$

вещества X_1 и X_2 — это

а) метановая кислота
б) этановая кислота
в) метилформиат
г) этилформиат

Ответы

1. б. **2.** г. **3.** в. **4.** в. **5.** а, б, в. **6.** б. **7.** б, в. **8.** а. **9.** а, в, г. **10.** а. **11.** б. **12.** в, г. **13.** в. **14.** а. **15.** а, б, г. **16.** а, в. **17.** г. **18.** в. **19.** а, б, г. **20.** б. **21.** б. **22.** в, г. **23.** а, г. **24.** в. **25.** в. **26.** б, в. **27.** б, в. **28.** б. **29.** в. **30.** б. **31.** а, в, г. **32.** г. **33.** а, в. **34.** б. **35.** а, г.

РАЗДЕЛ 27

1. В молекуле фруктозы содержатся функциональные группы

а) OH
б) NO_2
в) CO
г) COOH

2. В реакции конденсации

$$\text{альдегид} \xrightarrow{Ca(OH)_2} CH_3-CH(OH)-CH_2-C(H)O$$

исходное вещество — это

а) пропаналь
б) пропанон-2
в) метаналь
г) этаналь

3. Газообразный продукт спиртового брожения глюкозы — это

а) CO
б) CO_2
в) O_2
г) CH_4

4. Молекула глюкозы вступает в реакцию «серебряного зеркала» за счет функциональной группы

а) OH
б) NO_2
в) CHO
г) COOH

5. В реакцию «серебряного зеркала» вступают (по отдельности) оба вещества набора

а) уксусная кислота, пропиловый спирт
б) глюкоза, муравьиный альдегид
в) ацетилен, этиленгликоль
г) глицерин, этилацетат

6. Для распознавания глюкозы используют

а) индикатор и раствор щелочи
б) бромную воду
в) свежеосажденный гидроксид меди(II)
г) аммиачный раствор оксида серебра(I)

7. Гидролизу подвергается

а) этилен
б) сахароза
в) ацетальдегид
г) анилин

8. При гидролизе сахарозы образуются

а) глюкоза
б) крахмал
в) целлюлоза
г) фруктоза

9. Природные полимеры — это

а) крахмал
б) целлюлоза
в) полибутадиен
г) полиизопрен

10. При полном гидролизе крахмала и целлюлозы образуется

а) фруктоза б) мальтоза в) глюкоза г) лактоза

11—12. Функциональная группа

11. нитросоединений **12.** аминов

а) CO б) NH_2 в) NO_2 г) OH

13—14. При нитровании

13. бензола **14.** толуола

образуется органический продукт

а) 2,4,6-тринитробензол
б) 2-нитротолуол
в) нитробензол
г) 1-метил-2,4,6-тринитробензол

15—16. В схеме

15. $C_6H_6 \xrightarrow{HNO_3} X_1 \xrightarrow{H^0} X_2$

16. $X_1 \xrightarrow{H^0} X_2 \xrightarrow{HCl\ (конц.)}$ хлорид анилиния

вещества X_1 и X_2 — это

а) нитробензол
б) нитротолуол
в) аминобензол
г) аминотолуол

17. Метиламин реагирует с

а) H_2SO_4(разб.)
б) NaOH
в) атомарным водородом H^0
г) $C_6H_5CH_3$

18. Возможно протекание реакции

а) оксид калия + бензол $\longrightarrow$ ...
б) азотная кислота + анилин $\longrightarrow$ ...
в) метиламин + этан $\longrightarrow$ ...
г) анилин + гидроксид натрия $\longrightarrow$ ...

19. Органическое соединение, которое реагирует с хлороводородом, образуя соль, вступает в реакции замещения и получается восстановлением продукта нитрования бензола, — это

а) анилин
б) нитробензол
в) фенол
г) метиламин

20. Двойственную функцию в реакциях выполняют (по отдельности) оба вещества набора

а) глюкоза, уксусная кислота
б) фруктоза, глицерин
в) глюкоза, α-аминоуксусная кислота
г) этилен, муравьиная кислота

Ответы

1. а, в. **2.** г. **3.** б. **4.** в. **5.** б. **6.** в, г. **7.** б. **8.** а, г. **9.** а, б, г. **10.** в. **11.** в. **12.** б. **13.** в. **14.** г. **15.** а, в. **16.** а, в. **17.** а. **18.** б. **19.** а. **20.** в.

ТЕСТЫ ОБЩЕКУЛЬТУРНОГО УРОВНЯ

ХИМИЯ КАК ЕСТЕСТВЕННАЯ НАУКА

1. Первые свидетельства об изучении химических явлений относятся к

а) доисторическим временам
б) истории Древнего Египта
в) истории Древней Греции
г) истории средних веков

2. Химия зародилась у древних египтян, которые определяли ее как искусство

а) выплавки металлов
б) трансмутации свинца в золото
в) экстракции лекарств из растений
г) синтеза философского камня

3. Химия как естественная наука сформировалась при жизни

а) Аристотеля (384—322 до н. э.)
б) Авиценны (980—1037)
в) Леонардо да Винчи (1452—1519)
г) Дени Дидро (1713—1780)

4. Имя известного алхимика — это

а) Александр Великий (336—323 до н. э.)
б) Марко Поло (1254—1324)
в) Парацельс (1493—1541)
г) Жан Кальвин (1509—1564)

5. Первый химический элемент, ставший известным человеку (за 50 тыс. лет до н. э), — это

а) золото б) железо в) ртуть г) углерод

6. Элемент таблицы Менделеева, названный в честь России, — это

а) лютеций б) рубидий в) рутений г) скандий

7. Все стабильные химические элементы, присутствующие в земной коре, открыты

а) к началу XIX в.
б) к 1869 г.
в) к 1928 г.
г) не открыты и сегодня

8. Металл алюминий — основа современных легких сплавов — был впервые получен из глины в

а) III в.
б) XII в.
в) середине XIX в.
г) начале XX в.

9. Первое железо, с которым познакомился человек (за 3000 лет до н. э.), было

а) метеоритного происхождения
б) выплавленным из руды
в) добытым из недр Земли в самородном виде
г) неизвестного нам происхождения

10. Для создания таблицы элементов Д. И. Менделеев использовал

а) закон постоянства состава
б) закон сохранения массы
в) закон, открытый им самим
г) физические законы Ньютона

ОБЩИЕ СВОЙСТВА ВОДНЫХ РАСТВОРОВ

11. Электрическая проводимость химически чистой воды весьма мала, но она резко увеличивается при растворении

а) сахарозы
б) кислорода
в) азота
г) поваренной соли

12. При смешении 100 г 0,2%-ного и 100 г 0,8%-ного растворов глюкозы получится 200 г раствора с массовым содержанием глюкозы

а) менее 0,2% б) более 0,8% в) 1% г) 0,5%

13. Если внести каплю раствора поваренной соли в почти бесцветное пламя газовой горелки, оно окрасится

а) в красный цвет
б) в желтый цвет
в) в зеленый цвет
г) цвет не изменится

14. Жесткость природных вод определяется в основном катионами

а) натрия и кальция
б) алюминия и магния
в) магния и кальция
г) натрия и железа

15. При смешивании равных масс 24,7%-ного и 25,3%-ного растворов серной кислоты образуется раствор с массовым содержанием

а) менее 24,7% б) более 25,3% в) 25% г) 50%

16. Электролиз — это действие электрического тока на

а) любые твердые вещества
б) любые газы
в) расплавы солей
г) любые жидкости

17. Электролит в аккумуляторе автомобиля — это

а) свинцовые пластины (катод)
б) пластины из диоксида свинца (анод)
в) крепкая серная кислота
г) корпус аккумулятора

18. При смешивании равных объемов 0,25%-ного и 0,75%-ного водных растворов (плотность растворов считать равной 1 г/мл) одной и той же соли получится раствор с массовым содержанием соли

а) 0,5% б) 1% в) менее 0,25% г) более 0,75%

19. Приготовление насыщенного водного раствора сопровождается наблюдением:

а) растворяется все взятое вещество
б) растворяется часть взятого вещества
в) вещество почти не растворяется
г) приготовленный раствор растворяет дополнительное количество вещества

20. Окраска «иодной настойки» — раствора иода и иодида калия в воде объясняется

а) начальной окраской взятого иода
б) начальной окраской взятого иодида калия
в) взаимодействием иода с иодидом калия
г) взаимодействием иода с водой

УСЛОВИЯ ПРОТЕКАНИЯ РЕАКЦИЙ

21. Реакции разложения солей неорганических кислот обычно ускоряются с помощью

а) охлаждения в) обработки водой
б) нагревания г) пропускания электрического тока

22. Скорость протекания химических реакций можно увеличить использованием

а) катализатора в) благородных газов
б) кристаллогидрата г) электрического тока

23. Энергетический эффект реакции, отвечающий выделению теплоты, носит название

а) эндотермический в) изотермический
б) экзотермический г) изобарический

24. Наибольший тепловой эффект реакции достигается при сжигании газа

а) метан б) пропан в) этилен г) ацетилен

25. Обязательно используется катализатор в процессе

а) растворение хлороводорода в воде
б) получение аммиака из азота и водорода
в) перегонка азотной кислоты
г) экстракция вредных примесей из этанола

26. Состояние химического равновесия характеризуется

а) изменением химической природы продуктов
б) постоянством концентраций веществ
в) повышением температуры
г) понижением давления

27. Состояние химического равновесия означает, что

а) все реагенты исчезли, полностью образовались продукты
б) все реагенты сохранились, полностью образовались продукты
в) часть реагентов исчезла, частично образовались продукты
г) часть реагентов исчезла, но продукты не образовались

28. Энергетическое обеспечение жизни на Земле в ближайшие 50—100 лет будет связано с

а) реакциями радиоактивного распада ядер
б) реакциями термоядерного синтеза
в) природными запасами нефти
г) природными запасами каменного угля

29. В состоянии равновесия любой реакции

а) масса продуктов и масса реагентов одинаковы
б) число молекул продуктов и реагентов не изменяется
в) химический состав продуктов и реагентов непрерывно изменяется
г) температура и давление непрерывно изменяются

30. Как известно, энергия Солнца обеспечивается протеканием ядерной реакции, а именно

а) изотоп калий-40 $\longrightarrow$ изотоп аргон-40
б) изотоп медь-63 $\longrightarrow$ изотоп цинк-63
в) изотоп водород-1 $\longrightarrow$ изотоп гелий-4
г) изотоп уран-237 $\longrightarrow$ изотоп нептуний-237

РАСПРОСТРАНЕННЫЕ НЕОРГАНИЧЕСКИЕ ПРОДУКТЫ

31. Соли, составляющие основную часть массы горных пород, — это

а) сульфиды б) силикаты в) карбонаты г) хлориды

32. Драгоценные камни *рубин* и *сапфир* — это производные

а) глинозёма в) карборунда
б) кремнезёма г) титановых белил

33. Препарат, нейтрализующий болезненное действие избыточной кислоты желудочного сока, содержит обязательно

а) поваренную соль в) питьевую соду
б) медный купорос г) калийную селитру

34. «Сухой лёд», используемый как хладагент в пищевой промышленности, — это

а) углекислый газ в) инертный газ аргон
б) негашёная известь г) алюмокалиевые квасцы

35. Если бросить кусочек натрия в водный раствор соды, то выделится

а) кислород в) угарный газ
б) водород г) углекислый газ

36. В тканях и крови взрослого человека (средний вес 70 кг) содержится поваренная соль массой

а) 10—25 г в) 0,01 г/кг веса
б) 150—250 г г) 10 г/кг веса

37. При обработке экспонированной фотопленки применяется раствор

а) железного купороса в) гипосульфита натрия
б) красной кровяной соли г) гашёной извести

38. Черный (селитряный) порох стал известен в Европе

а) в XIX в. в) в XIII в.
б) в XVII в. г) ранее, чем в Китае (X в.)

39. До изобретения электронной фотовспышки для освещения объекта в закрытом помещении использовали возгорание

а) серы б) марганца в) магния г) амальгамы

40. В организме человека кальций концентрируется в костях преимущественно в виде различных солей

а) угольной кислоты в) соляной кислоты
б) фосфорной кислоты г) серной кислоты

РАСПРОСТРАНЕННЫЕ ОРГАНИЧЕСКИЕ ПРОДУКТЫ

41. В состав желудочного сока входит кислота

а) ацетилсалициловая в) уксусная
б) аскорбиновая г) хлороводородная

42. Для повышения октанового числа бензинов долгое время использовался органический реактив

а) ацетилцеллюлоза в) тетраэтилсвинец
б) петролейный эфир г) полиэтилен

43. В процессе фотосинтеза зеленое растение усваивает углекислый газ и образует

а) азот в) уксусную кислоту
б) диоксид углерода г) глюкозу

44. «Двойная спираль» — это

а) устройство в моторе электромобиля
б) внешний вид колец Сатурна
в) молекула — носитель генетической информации
г) противозачаточное средство

45. Главная составная часть природного газа — это

а) ацетилен б) парафин в) бензол г) метан

46. Название, не относящееся к моторным топливам, — это

а) бензин б) керосин в) этин г) газолин (газойль)

47. С химической точки зрения газификация — это

а) доставка бытового газа потребителям
б) прокладка газовых труб
в) превращение ископаемого угля в газ
г) обработка материалов газом

48. Алкоголь — это синоним термина

а) соляной спирт в) винный спирт
б) нашатырный спирт г) любой спирт

49. Глицерин относится к классу органических соединений с названием

а) карбоновые кислоты в) жиры и масла
б) многоатомные спирты г) полимеры

50. Помимо таких известных аллотропных модификаций углерода, как *алмаз* и *графит*, в XX в. открыты еще две модификации, называемые

а) карбид, фунгицид в) барит, флюорит
б) карбин, фуллерен г) альбумин, гистидин

МЕСТО ХИМИИ В РЯДУ ЕСТЕСТВЕННЫХ НАУК. ЭКОЛОГИЧЕСКИЕ ПРОБЛЕМЫ

51. Химия относится к наукам (два ответа)

а) гуманитарным в) эзотерическим
б) естественным г) экзотерическим

52. Закон сохранения массы открыли двое ученых, а именно

а) Исаак Ньютон (1643—1727)
б) Михаил Ломоносов (1711—1765)
в) Антуан де-Лавуазье (1743—1794)
г) Джон Дальтон (1766—1844)

53. Кислород воздуха — это (два ответа)

а) газ, поддерживающий горение
б) чрезвычайно горючий газ
в) достаточно инертный газ, так как мы его вдыхаем
г) сильный окислитель

54. Два самых распространенных в сельском хозяйстве азотных удобрения — это

а) известняк в) кальцинированная сода
б) мочевина г) аммиачная селитра

55. При росте зеленого растения оно в процессе фотосинтеза усваивает (два ответа)

а) солнечный свет в) кислород
б) глюкозу г) углекислый газ

56. С помощью хлорофилла в зеленом растении образуются (два ответа)

а) азот б) кислород в) глюкоза г) углекислый газ

57. Два наиболее распространенных элемента в космосе — это

а) гелий б) кремний в) водород г) железо

58. Два самых распространенных элемента гидросферы — это

а) кислород б) кремний в) натрий г) водород

59. Наркотическим действием обладают вещества, по-английски называемые (два ответа)

а) ethyl ether в) laughing-gas
б) noble gas г) mine gas

60. Экологически вредные вещества, вызывающие «парниковый эффект» и «кислотные дожди», — это (два ответа)

а) диоксид азота в) углекислый газ
б) диоксид серы г) угарный газ

Ответы

I. **1.** б. **2.** а. **3.** г. **4.** в. **5.** г. **6.** в. **7.** в. **8.** в. **9.** а. **10.** в.
II. **11.** г. **12.** г. **13.** б. **14.** в. **15.** в. **16.** в. **17.** в. **18.** а. **19.** б. **20.** в.
III. **21.** в. **22.** б. **23.** а. **24.** б. **25.** г. **26.** б. **27.** б. **28.** в. **29.** а. **30.** б.
IV. **31.** б. **32.** а. **33.** в. **34.** а. **35.** б. **36.** б. **37.** в. **38.** в. **39.** в. **40.** б.
V. **41.** г. **42.** в. **43.** г. **44.** в. **45.** г. **46.** в. **47.** в. **48.** г. **49.** б. **50.** б.
VI. **51.** б, г. **52.** б, в. **53.** а, г. **54.** б, г. **55.** а, г. **56.** б, в. **57.** а, в. **58.** а, г. **59.** а, в. **60.** б, в.

ПРИЛОЖЕНИЯ

1. Электроотрицательность элементов

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
H 2,10						
Li 0,97	Be 1,47	B 2,01	C 2,50	N 3,07	O 3,50	F 4,10
Na 0,93	Mg 1,23	Al 1,47	Si 2,25	P 2,32	S 2,60	Cl 2,83
K 0,91	Ca 1,04	Ga 1,82	Ge 2,02	As 2,11	Se 2,48	Br 2,74
Rb 0,89	Sr 0,99	In 1,49	Sn 1,72	Sb 1,82	Te 2,02	I 2,21
Cs 0,86	Ba 0,97	Tl 1,44	Pb 1,55	Bi 1,67	Po 1,76	At 1,90

2. Электрохимический ряд напряжений металлов

Стрелка отвечает уменьшению восстановительной способности атомов металлов или увеличению окислительной способности их катионов в водном растворе (кислотная среда).

Li Rb K Cs Ba Sr Na Mg Be Al Mn Cr Zn
⟶
Li^{+} Rb^{+} K^{+} Cs^{+} Ba^{2+} Sr^{2+} Na^{+} Mg^{2} Be^{2+} Al^{3+} Mn^{2} Cr^{2+} Zn^{2+}

Fe Cd Co Ni Sn Pb H_2 Bi Cu Hg Ag Pt Au
⟶
Fe^{2+} Cd^{2+} Co^{2+} Ni^{2+} Sn^{2+} Pb^{2+} H^{+} Bi^{3+} Cu^{2+} Hg^{2+} Ag^{+} Pt^{2+} Au^{+}

3. Растворимость в воде, осаждение и гидролиз веществ при комнатной температуре

Условные обозначения:

∞ — неограниченно растворимое в воде вещество
Р — хорошо растворимое вещество (> 0,1 моль/л)
М — малорастворимое вещество (0,1—0,001 моль/л)
Н — практически нерастворимое вещество (< 0,001 моль/л)
[Н] — практически нерастворимое вещество, не осаждается из водного раствора
\+ — разлагается водой
— — вещество не получено (не существует)
*Р — гидролизуется по катиону
Р* — гидролизуется по аниону

Ионы	Br^-	Ацетат	CO_3^{2-}	Cl^-	F^-	I^-	NO_3^-	OH^-	PO_4^{3-}	S^{2-}	SO_4^{2-}
Ag^+	Н	М	Н	Н	Р*	Н	Р	—	Н	Н	М
Al^{3+}	*Р	+	—	*Р	М	*Р	*Р	Н	Н	+	*Р
Ba^{2+}	Р	Р*	Н	Р	М	Р	Р	Р	Н	Р*	Н
Be^{2+}	*Р	+	[Н]	*Р	*Р*	*Р	*Р	Н	Н	+	*Р
Ca^{2+}	Р	Р*	Н	Р	Н	Р	Р	М	Н	М	М
Cd^{2+}	*Р	*Р*	[Н]	*Р	*Р*	*Р	*Р	Н	Н	Н	*Р
Co^{2+}	*Р	*Р*	[Н]	*Р	*Р*	*Р	*Р	Н	Н	Н	*Р
Cr^{3+}	*Р	+	—	*Р	М	Н	*Р	Н	Н	[Н]	*Р
Cu^{2+}	*Р	*Р*	[Н]	*Р	*Р*	—	*Р	Н	Н	Н	*Р
Fe^{2+}	*Р	*Р*	[Н]	*Р	М	*Р	*Р	Н	Н	Н	*Р
Fe^{3+}	*Р	—	—	*Р	Н	—	*Р	Н	Н	—	*Р
H^+	Р	∞	М	Р	Р	Р	∞	∞	Р	М	∞
Hg^{2+}	М	*Р*	—	*Р	+	Н	+	—	Н	Н	+
K^+	Р	Р*	Р*	Р	Р*	Р	Р	Р	Р*	Р*	Р
Li^+	Р	Р*	Р*	Р	Н	Р	Р	Р	М	Р*	Р
Mg^{2+}	Р	Р*	М	Р	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Р
Mn^{2+}	*Р	*Р*	[Н]	*Р	*Р*	*Р	*Р	Н	Н	Н	*Р
NH_4^+	*Р	*Р*	*Р*	*Р	*Р*	*Р	*Р	Р	—	+	*Р
Na^+	Р	Р*	Р*	Р	Р*	Р	Р	Р	Р*	Р*	Р
Ni^{2+}	*Р	*Р*	[Н]	*Р	*Р*	*Р	*Р	Н	Н	Н	*Р
Pb^{2+}	М	*Р*	[Н]	М	М	М	*Р	Н	Н	Н	Н
Sr^{2+}	Р	Р*	Н	Р	Н	Р	Р	М	Н	Р*	Н
Zn^{2+}	*Р	*Р*	[Н]	*Р	М	*Р	*Р	Н	Н	Н	*Р

4. Даты и приоритеты открытия элементов

Элемент	Дата и автор(ы) открытия
Азот	1772, Д. Резерфорд (Шотландия)
Алюминий	1825, Х. Эрстед (Дания)
Аргон	1894, Д. Рэлей, У. Рамзай (Англия)
Астат	1940, Э. Сегре (Италия), Д. Корсон, К. Макензи (США)
Барий	1774, К. Шееле, Й. Ган (Швеция)
Бериллий	1798, Н. Воклен (Франция)
Бор	1808, Л. Гей-Люссак, Л. Тенар (Франция)
Бром	1826, А. Балар (Франция)
Ванадий	1830, Н. Сефстрём (Швеция)
Висмут	XV—XVI вв.
Водород	1766, Г. Кавендиш (Англия)
Вольфрам	1781, К. Шееле (Швеция)
Галлий	1875, Ф. Лекок-де-Буабодран (Франция)
Гелий	1868, П. Жанссен (Франция); 1868—1871, Н. Локьер, Э. Франкленд (Англия)
Германий	1886, К. Винклер (Германия)
Железо	3000—2500 лет до н. э.
Золото	5000 лет до н. э.
Индий	1863, Ф. Райх, Х. Рихтер (Германия)
Иод	1811, Б. Куртуа (Франция)
Иридий	1804, С. Теннант (Англия)
Кадмий	1817, Ф. Штромейер (Германия)

Элемент	Дата и автор(ы) открытия
Калий	1807, Г. Дэви (Англия)
Кальций	1808, Г. Дэви (Англия)
Кислород	1769—1771, К. Шееле (Швеция); 1774, Д. Пристли (Англия)
Кобальт	1735, Г. Брандт (Швеция)
Кремний	1823, Й. Берцелиус (Швеция)
Криптон	1898, У. Рамзай, М. Траверс (Англия)
Ксенон	1898, У. Рамзай, М. Траверс (Англия)
Литий	1817, Й. Арведсон (Швеция)
Магний	1808, Г. Дэви (Англия)
Марганец	1774, К. Шееле, Т. Бергман, Й. Ган (Швеция)
Медь	5000—3500 лет до н. э.
Мышьяк	IV в. до н. э.
Натрий	1807, Г. Дэви (Англия)
Неон	1898, У. Рамзай, М. Траверс (Англия)
Никель	1751, А. Кронстедт (Дания)
Олово	4000 лет до н. э.
Осмий	1804, С. Теннант (Англия)
Палладий	1803, У. Вулластон (Англия)
Платина	XVIII в. (в Европе)
Полоний	1898, М. Склодовская-Кюри (Польша), П. Кюри (Франция)

Элемент	Дата и автор(ы) открытия
Радий	1898, М. Склодовская-Кюри (Польша), П. Кюри, Ж. Бемон (Франция)
Радон	1900, Ф. Дорн (Германия)
Рений	1925—1928, В. Ноддак, И. Такке-Ноддак (Германия)
Родий	1804, У. Вулластон (Англия)
Ртуть	2000 лет до н. э.
Рубидий	1861, Р. Бунзен, Г. Кирхгофф (Германия)
Рутений	1844, К. К. Клаус (Россия)
Свинец	5000—3400 лет до н. э.
Селен	1817, Й. Берцелиус, Й. Ган (Швеция)
Сера	5000 лет до н. э.
Серебро	5000—4500 лет до н. э.
Скандий	1879, Л. Нильсон (Швеция)
Стронций	1787, А. Крофорд, У. Крукшанк (Англия)
Сурьма	3000 лет до н. э.
Таллий	1861, У. Крукс (Англия)
Теллур	1782, Ф. Мюллер-фон-Райхенштайн (Венгрия)
Технеций	1937, Э. Сегре, К. Перриер (Италия)
Титан	1795—1797, М. Клапрот (Германия)
Торий	1828, Й. Берцелиус (Швеция)
Углерод	50 000 лет до н. э.

Элемент	Дата и автор(ы) открытия
Уран	1789, М. Клапрот (Германия)
Фосфор	1669, Х. Бранд (Германия)
Франций	1939, М. Пере (Франция)
Фтор	1771, К. Шееле (Швеция)
Хлор	1774, К. Шееле (Швеция)
Хром	1797, Н. Воклен (Франция)
Цезий	1861, Р. Бунзен, Г. Кирхгофф (Германия)
Цинк	5000—3000 лет до н. э.

5. Физико-химические величины и их единицы. Обозначения и единицы величин

Название, обозначение	Единица
Время, τ	секунда, с
Выход продукта, η	—
Давление, *p*	атмосфера, атм
Длина, *l*	метр, м
Доля массовая, *w*	—
Доля мольная, *x*	—
Доля объемная, φ	—
Заряд относительный (электрический), $\nu\pm$	—
Заряд эффективный, $\delta\pm$	—
Количество вещества, *n*	моль
Количество теплоты, *Q*	килоджоуль, кДж
Константа скорости, $\vec{k}$ а) реакции A + B $\longrightarrow$ ... б) реакции A + $B_{(т)}$	 л/(моль · с) 1/с ($с^{-1}$)
Концентрация молярная, *c*	моль/л
Концентрация равновесная (молярная) вещества B, [B]	моль/л
Коэффициент растворимости вещества B, *k*	г B/100 г H_2O
Коэффициент скорости реакции температурный, γ	—
Масса абсолютная, *m*	грамм, г; кг
Масса молярная, *M*	г/моль
Масса относительная атомная, A_r	—

Название, обозначение	Единица
Масса относительная молекулярная, M_r	—
Масса раствора, $m_{(р)}$	грамм, г; кг
Молярность раствора	М (после числа)
Номер порядковый, Z	—
Объем газа, V	литр, л; $м^3$
Объем раствора, $V_{(р)}$	литр, л; мл
Плотность абсолютная, ρ	$г/см^3$ (г/мл), г/л
Плотность газа относительная, D	—
Плотность раствора, $\rho_{(р)}$	г/мл, г/л
Показатель водородный, pH	—
Потенциал стандартный окислительно-восстановительный, φ^0	вольт, В
Скорость реакции, $\vec{v}$	моль/(л · с)
Степень диссоциации (протекания реакции), α	—
Степень окисления, $\pm\nu$	—
Температура абсолютная, T	кельвин, К
Температура Цельсия, t	градус Цельсия, °С
Число формульных единиц, N	—
Электроотрицательность, χ	—
Энергия Гиббса реакции стандартная, ΔG°_T	кДж
Энтальпия реакции стандартная, ΔH°	кДж
Энтропия реакции стандартная, ΔS°	кДж/К
Эффект реакции тепловой, $\pm Q$	кДж

Соотношения между единицами

Единицы времени

1 мин (минута) = 60 с
1 ч (час) = 60 мин = 3600 с
1 сут (сутки, день) = 24 ч = $8{,}64 \cdot 10^4$ с
1 год = 365,242 сут = $3{,}1557 \cdot 10^7$ с

Единицы давления

1 атм = 101 325 Па (паскаль)
1 мм рт. ст. (ртутного столба) = 133,322 Па

Единицы длины

1 мм (миллиметр) = 0,1 см = 0,001 м
1 см (сантиметр) = 0,1 дм = 0,01 м
1 дм (дециметр) = 0,1 м

Единицы массы

1 мг (миллиграмм) = 0,001 г
1 кг (килограмм) = 1000 г
1 т (тонна) = 1000 кг = $1 \cdot 10^6$ г

Единицы объема

1 $см^3$ = 1 мл = 0,001 $дм^3$
1 $дм^3$ = 1 л = 1000 мл = 0,001 $м^3$

Единицы энергии

1 Дж (джоуль) = 0,001 кДж

Приставки кратных и дольных единиц

Приставка	Множитель	Приставка	Множитель	Приставка	Множитель
тера, Т	10^{12}	гекто, г	10^2	милли, м	10^{-3}
гига, Г	10^9	дека, да	10^1	микро, мк	10^{-6}
мега, М	10^6	деци, д	10^{-1}	нано, н	10^{-9}
кило, к	10^3	санти, с	10^{-2}	пико, п	10^{-12}

6. Физико-химические константы

Атомная единица массы, а. е. м	$m_u \approx 1{,}6605402 \cdot 10^{-24}$ г
Масса покоя электрона	$m_e = 9{,}1093897 \cdot 10^{-28}$ г
Масса покоя протона	$m_p = 1{,}6726231 \cdot 10^{-24}$ г
Масса покоя нейтрона	$m_n = 1{,}6749286 \cdot 10^{-24}$ г
Элементарный электрический заряд	$e = 1{,}60217733 \cdot 10^{-19}$ Кл
Радиус Бора (орбиталь 1*s*)	$a_0 = 5{,}2917706 \cdot 10^{-11}$ м
Масса атома протия ^{1}H	$1{,}673559 \cdot 10^{-24}$ г
Масса атома дейтерия 2H(D)	$3{,}344548 \cdot 10^{-24}$ г
Постоянная Авогадро	$N_A = 6{,}02214 \cdot 10^{23}$ моль$^{-1}$
Число Авогадро	$\{N_A\} \approx 6{,}02 \cdot 10^{23}$
Нормальные условия, н. у.:	
давление	$p_0 = 101\,325$ Па = 1 атм
температура	$T_0 = 273{,}15$ К; $t_0 = 0$ °C
Молярный объем газа	$V_M = 0{,}0224141$ м^3/моль ≈ ≈ 22,4 л/моль
Универсальная газовая постоянная	$R = 8{,}3145$ Дж/(К · моль) = = 0,082 л · атм/(К · моль)

7. Стандартная энтальпия образования и стандартная энтропия веществ

Приведены указания на жидкое (ж) и газообразное (г) состояния веществ, остальные вещества — твердые.

Вещество	ΔH^0, кДж/моль	*S*, Дж/(К · моль)
Al	0	28
$AlCl_3$	−704	111
Al_2O_3	−1675	51
$Al(OH)_3$	−1295	70
Al_2S_3	−509	96
Br_2(г)	+31	245
Br_2(ж)	0	152
C(алмаз)	+2	2
C(графит)	0	6
CF_4(г)	−933	262
CH_4(г)	−75	186
CO(г)	−110	198
CO_2(г)	−393	214
CS_2(ж)	+88	151
Ca	0	42
CaC_2	−62	70
$CaCO_3$	−1207	92
CaO	−635	40
$Ca(OH)_2$	−985	83

Вещество	ΔH^0, кДж/моль	S, Дж/(К · моль)
Ca_3P_2	−494	—
$Ca_3(PO_4)_2$	−4125	236
$CaSiO_3$	−1635	82
Cd	0	52
CdO	−258	55
Cl_2(г)	0	223
Cl_2O_7(ж)	+251	—
Cr	0	24
Cr_2O_3	−1141	81
Cu	0	33
$CuCl_2$	−216	108
CuO	−156	43
CuS	−53	67
Cu_2S	−79	121
F_2(г)	0	203
Fe	0	27
$FeCl_2$	−342	118
$FeCl_3$	−397	142
FeO	−266	57
Fe_2O_3	−824	60
FeS	−101	60
FeS_2	−174	53

Вещество	ΔH^0, кДж/моль	S, Дж/(К · моль)
$Fe_2(SO_4)_3$	−2581	259
Ge	0	31
H_2(г)	0	131
HBr(г)	−36	199
HCl(г)	−92	187
HF(г)	−271	174
HI(г)	+24	206
HNO_3(ж)	−174	156
H_2O(г)	−242	189
H_2O(ж)	−286	70
H_2O(лёд)	−292	39
H_2O_2(ж)	−187	110
H_3PO_4	−1279	110
H_2S(г)	−21	206
H_2SO_4(г)	−744	301
H_2SO_4(ж)	−814	157
Hg(г)	+61	175
Hg(ж)	0	76
HgO	−90	70
I_2(г)	+62	261
I_2(ж)	+22	137
I_2	0	116

Вещество	ΔH^0, кДж/моль	*S*, Дж/(К · моль)
K	0	65
KCl	−437	82
KOH	−425	79
Mg	0	33
$MgCO_3$	−1096	66
$MgCl_2$	−641	90
MgO	−601	27
MgS	−347	46
Mg_2Si	−78	82
Mn	0	32
Mo	0	29
N_2(г)	0	192
NH_3(г)	−46	192
NH_4Cl	−315	95
$(NH_4)_2HPO_4$	−1566	—
NO(г)	+91	211
NO_2(г)	+33	240
N_2O(г)	+82	220
N_2O_3(г)	+83	312
N_2O_4(ж)	−19	209
N_2O_5(г)	+11	356
Na	0	51

Вещество	ΔH^0, кДж/моль	*S*, Дж/(К · моль)
Na_2CO_3	−1132	135
NaCl	−411	72
Na_2O	−418	75
Na_2O_2	−510	95
NaOH	−425	64
$Na_4P_2O_7$	−3166	270
Na_2S	−372	77
Na_2SO_4	−1388	149
O_2(г)	0	205
O_3(г)	+143	239
P(белый)	0	41
P(красный)	−17	23
P_4(г)	+60	280
PCl_3(г)	−287	312
P_2O_5	−1492	115
Pb	0	65
$Pb(NO_3)_2$	−447	213
PbO_2	−277	72
$Pb(OH)_2$	−4	88
$(Pb_2^{II}Pb)O_4$	−723	211
S	0	32
S_8(г)	+102	431

Вещество	ΔH^0, кДж/моль	S, Дж/(К · моль)
SO_2(г)	−297	248
SO_3(г)	−396	257
SO_3	−455	52
Sb	0	46
Si	0	19
SiC	−63	16
SiH_4(г)	+34	205
SiO_2(кварц)	−912	41
Ti	0	31
$TiCl_4$(ж)	−805	252
TiO_2	−944	50
W	0	33
WO_3	−843	76
Zn	0	42
ZnO	−351	44
ZnS	−209	58

ДОПОЛНИТЕЛЬНАЯ ЛИТЕРАТУРА

1. *Сатбалдина С. Т., Лидин Р. А.* Химия-8. — М.: Просвещение, 1993.

2. *Сатбалдина С. Т., Лидин Р. А.* Химия-9. — М.: Просвещение, 1996.

3. *Сатбалдина С. Т., Лидин Р. А.* Химия-8, 9. — М.: Просвещение, 1998.

4. *Лидин Р. А.* Справочник по общей и неорганической химии. — М.: Просвещение — Учебная литература, 1997.

5. *Лидин Р. А. и др.* Химия. 10—11 кл.: Учеб. пособие / Р. А. Лидин, Е. Е. Якимова, Н. А. Вотинова. — М.: Дрофа, 1999.

6. *Лидин Р. А. и др.* Химия. 8—9 кл.: Учеб. пособие / Р. А. Лидин, Е. Е. Якимова, Н. А. Вотинова. — М.: Дрофа, 2000.

7. *Зоммер К. и др.* Химия: Справочник школьника и студента / К. Зоммер, К.-Х. Вюнш, М. Цеттлер; Пер. с нем.; Под ред. проф. Р. А. Лидина. — М.: Дрофа, 1999.

8. *Степин Б. Д., Аликберова Л. Ю.* Книга по химии для домашнего чтения. — М.: Химия, 1994, 1995.

9. *Лидин Р. А. и др.* Химические свойства неорганических веществ / Р. А. Лидин, В. А. Молочко, Л. Л. Андреева; Под ред. Р. А. Лидина. — М.: Химия, 1996, 1997.

10. *Нифантьев Э. Е., Цветков Л. А.* Химия-10, 11. — М.: Просвещение, 1998.

ПРЕДМЕТНО-ИМЕННОЙ УКАЗАТЕЛЬ

Учебное издание

Лидин Ростислав Александрович
Молочко Вадим Александрович
Андреева Лариса Леонидовна

ХИМИЯ

Для школьников старших классов
и поступающих в вузы

Теоретические основы. Вопросы. Задачи. Тесты

Ответственный редактор *Н. В. Стрелецкая*
Оформление *С. И. Кравцова*
Художественный редактор *С. И. Кравцова*
Технический редактор *Е. Д. Захарова*
Компьютерная верстка *Г. М. Татаринова*
Корректор *Н. С. Соболева*

Изд. лиц. № 061622 от 07.10.97.

Подписано к печати 27.07.01. Формат $60x90^1/_{16}$. Бумага типографская.
Гарнитура «Школьная». Печать офсетная. Усл. печ. л. 36,0.
Тираж 15 000 экз. Заказ № 4110111.

ООО «Дрофа». 127018, Москва, Сущевский вал, 49.

По вопросам приобретения продукции
издательства «Дрофа» обращаться по адресу:
127018, Москва, Сущевский вал, 49.
Тел.: (095) 795-05-50, 795-05-51. Факс: (095) 795-05-52.

Торговый дом «Школьник».
109172, Москва, Малые Каменщики, д. 6, стр. 1А.
Тел.: (095) 911-70-24, 912-15-16, 912-45-76.

Отпечатано с готовых диапозитивов
на ФГУИПП «Нижполиграф».
603006, Нижний Новгород, ул. Варварская, 32.